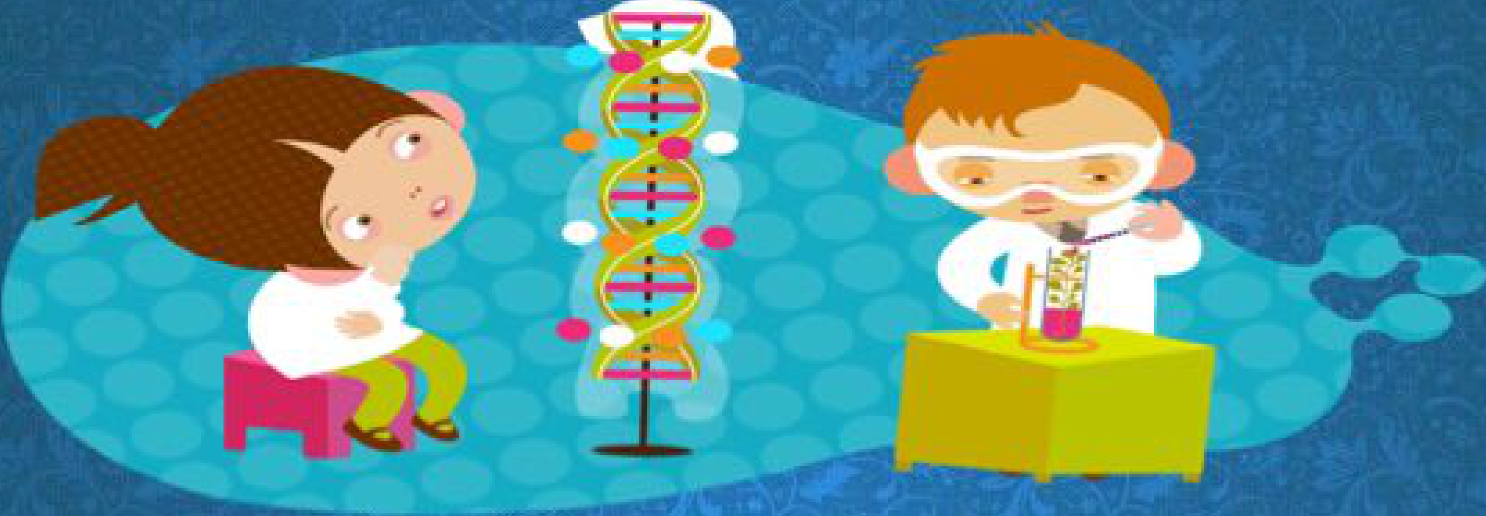
الكيمياء

للسادس التطبيقي



الفصل الثالث : الأتزان الأيوني

إعداد الأستاذ
حيدر يحيى علوان

اعداد :- حيدر يحيى علوان
المدرسة :- اعدادية الاندلس للبنين

الفصل الثالث

الاتزان الايوني

كيمياء السادس العلمي

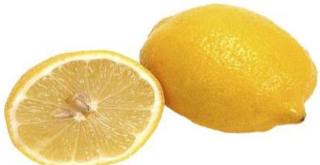
اعداد وترتيب

2016-2017



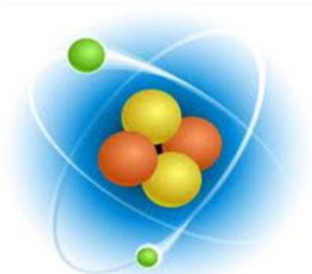
أ: حيدر يحيى

الفرع التطبيقي









بسم الله الرحمن الرحيم

﴿وقل اعملوا فسيرى الله عملكم ورسوله والمؤمنون﴾

انطلاقا من قول المصطفى (ص): ((زكاة العلم نشرهُ وتعليمهُ))

تضع شبكة مواقع رحلة التفوق في السادس التعليمية التربوية الخيرية بين ايديكم احدى اعمالها من ملازم مرحلة السادس الأعدادي هذه المرحلة الهامة والمصيرية في حياة اعزائنا الطلبة وخاصة المتعففين منهم ولمن يتعذر عليه اقتناء هذه المساعدات المدرسية في محافظاتنا العراقية العزيزة بهدف النهوض وتطوير الواقع التعليمي ولو بالجزء اليسير.

إذ أن شبكتنا لاتقتصر على نشر الملازم المدرسية فقط أنما تقوم بنشر الدروس المرئية المجانية لأكفأ التدريسيين بالأضافة الى مجموعة قنواتنا التدريسية وكذلك الأرشادات والنصائح وطرق الدراسة الصحيحة هذا من جهة. أما من جهة أخرى فهو كسر لشوكة بعض المحسوبين على الكادر التدريسي ممن يرفضون نشر ملازمهم والتعاون مع ابنائهم الطلبة ليأخذوا من المال هدفا أهم ويتناسوا مصلحة الطالب والواقع التعليمي المتدني.

علماً ان كادر الشبكة والقائمين عليها هم مجموعة من الشباب العراقي الواعي المثقف بالأضافة الى تعاون بعض المدرسين الكرام كما واننا غير تابعين لأي جهة كانت رسمية او غير رسمية انما سر تجمعنا وعملنا هو خيري بحت آملين من الله عز وجل ان يوفقنا لتقديم كل ما هو صالح لشعبنا و وطننا الحبيب.

كادر شبكة رحلة التفوق في السادس

٢٠١٥/٨/٢١



اعداد :- حيدر يحيى علوان
المدرسة :- اعدادية الاندلس للبنين

فهرست الفصل الثالث

الفصل الثالث الاتزان الايوني

المقدمة

تحدث التفاعلات الكيميائية غالبا في المحاليل ولذلك تعتبر المحاليل مهمة جدا في الكيمياء، حيث يستعمل الماء والمذيبات العضوية بشكل واسع لتحضير محاليل المواد ، لذلك سوف نركز اهتمامنا في هذا الفصل على خواص المادة المذابة في الماء فقط [إي المحاليل المائية فقط] حيث يعتمد سلوك الأصناف المتكونة في المحول نتيجة لذوبان إي مادة في الماء على طبيعة المواد نفسها وعلى طبيعة الوسط الذي يحتويها ولذا فمن الضروري فهم المبادئ التي تحكم سلوك هذه المواد في المحاليل ،

المواد الالكتروليتية و المواد الغير الالكتروليتية

المواد الالكتروليتية:- وهي المواد التي تكون لمحاليها المائية القابلية على توصيل التيار الكهربائي وقد تكون قوية مثل كلوريد الصوديوم أو ضعيفة مثل حامض الخليك

المواد الغير الالكتروليتية:- وهي المواد التي لا تكون لمحاليها المائية القابلية على توصيل التيار الكهربائي إي (غير موصلة) مثل السكروز

أهم السمات او الصفات المميزة الالكتروليتات هي :-

١- القابلية على إيصال التيار الكهربائي ،

٢- تكون محصلة الشحنة مساوية للصفر ،

٣- عند ذوبانها في المذيب المستقطب (ماء) فان محلولها سوف يتضمن ايونات موجبة (Cations) وايونات سالبة (Anions) ،

٤- تعتمد قابليتها على طبيعة الايونات المكونة له وعلى تركيز الايونات فيه إضافة إلى درجة حرارة المحلول

الالكتروليتات

أولا : الالكتروليت القوي

وهو المادة التي يكون لمحلولها المائي القابلية على التوصيل العالي للكهربائية بسبب تفككها التام في محاليها المائية وتقسم إلى ثلاثة أنواع

(أ) الحوامض القوية :- مطلوب حفظها لان الباقي يعتبر ضعيف

حامض الهيدروكلوريك (HCl) حامض الهيدرويوديك (HI) حامض الهيدروبروميك (HBr)

حامض النتريك (HNO_3) حامض البيروكلوريك ($HClO_4$)

حامض الكبريتيك (H_2SO_4) حامض الكروميك (H_2CrO_4)

(ب) القواعد القوية :- مطلوب حفظها لان بقية القواعد ضعيفه

هيدروكسيد الصوديوم ($NaOH$) هيدروكسيد البوتاسيوم (KOH)

هيدروكسيد الكالسيوم ($Ca(OH)_2$) هيدروكسيد الباريوم ($Ba(OH)_2$)

(ج) الأملاح المتعادلة:- (ناتجة من تفاعل حامض قوي + قاعدة قوية)

($BaCl_2$, $CaSO_4$, KNO_3 , $NaCl$)

حيث إن جميع هذه الأنواع القوية :- الحوامض القوية والقواعد القوية والأملاح المتعادلة تعتبر تحللها او تفككها في محاليها المائية بشكل تام تطلق جميع ايونات في محاليها مثلا :-

$$H_2SO_4 \rightarrow 2H^+ + SO_4^{-2}$$

$$Ba(OH)_2 \rightarrow Ba^{+2} + 2OH^-$$

$$K_2SO_4 \rightarrow 2K^+ + SO_4^{-2}$$

(أ)-حساب تركيز ايون $[H^+]$ ثم حساب PH لمحاليل الحوامض القوية

يجب إن نتبع الخطوات التالية

١ - نكتب معادلة التفكك التام للحامض القوي اذا كان :-

$$HCl \rightarrow \overset{\text{احادي}}{H^+} + Cl^-$$
أحادي البروتون مثلا

$$H_2CrO_4 \rightarrow \overset{\text{ثنائي}}{2H^+} + CrO_4^{-2}$$
أثنائي البروتون مثلا

٢ - نعتبر تركيز الحامض هو تركيز لأيوناته حيث إذا كان تركيز الحامض M 0.2 فان هذا التركيز يعتبر لأيوناته الموجبة والسالبة

$$\underset{0.2}{HNO_3} \rightarrow \underset{0.2}{H^+} + \underset{0.2}{NO_3^-}$$

إما إذا كان ثنائي البروتون نتبع الأتي :

$$\underset{0.2}{H_2SO_4} \rightarrow \underset{2\times0.2}{2H^+} + \underset{0.2}{SO_4^{-2}}$$

ثم بعد إيجاد تركيز $[H^+]$ نجد قيمة لـ PH بالعلاقة التالية :-

$$PH = -\log[H^+]$$

تمرين 3-4

احسب PH (الدالة الحامضية) للمحاليل الحوامض التالية :-

أ – 6×10^{-4} M من حامض الهيدروكلوريك

ب – 0.03 M من حامض الكبريتيك

$\log 6 = 0.78$

الحل (أ)

حامض الهيدروكلوريك من الحوامض القوية لذلك يكون تفككه تام في محاليله المائية وان تركيزه هو تركيز لأيوناته

$$\underset{6\times10^{-4}}{HCl} \xrightarrow[\text{تفكك تام}]{\text{قوي}} \underset{6\times10^{-4}}{H^+} + \underset{6\times10^{-4}}{Cl^-}$$

$$[H^+] = 6\times10^{-4}$$

$$PH = -\log[H^+] \Rightarrow PH = -\log 6 \times 10^{-4}$$

معلومة تعطى في صيغة السؤال (لا تحفظها)

من خواص اللوغاريتم 10^{-4} تعني (4 -) للأساس 10

$$PH = -0.78 + 4$$

$$PH = 3.22$$

الحل (ب)

حامض الكبريتيك قوي ثنائي البروتون

$$\underset{0.03}{H_2SO_4} \xrightarrow[\text{تفكك تام}]{\text{قوي}} \underset{2\times0.03}{2H^+} + \underset{0.03}{SO_4^{-2}}$$

$$[H^+] = 0.06$$

$$PH = -\log[H^+] \Rightarrow PH = -\log 6\times10^{-2}$$

$$PH = -0.78 + 2$$

$$PH = 1.22$$

(ب) – حساب تركيز $[OH^-]$ ثم حساب POH ثم PH لمحاليل القاعدية القوية

ملاحظة : المادة الحامضية تحتوي على ايون $[H^-]$ نحسب من خلاله PH إما القاعدة القوية تحتوي على ايون $[OH^-]$ نحسب من خلاله POH ثم نحسب PH من خلال العلاقة المهمة التالية :-

$$PH + POH = 14 \quad \text{وبذلك} \quad PH = 14 - POH$$

اعداد وترتيب الأستاذ : حيدر يحيى علوان

مثال 1-3

احسب تركيز Ba^{+} وتركيز ايون $[OH^-]$ ثم **POH** ثم **PH** في محلول 0.03 من هيدروكسيد الباريوم علما أن $\ell og\ 6 = 0.78$

الحل

$$Ba(OH)_2 \longrightarrow Ba^{+2} + 2OH^-$$
$$0.03 \qquad\quad 0.03 \qquad (2\times0.03)$$

ونثبت تركيز القاعدة حيث أن تركيزها هو تركيز ايوناتها لان تفككها تام مع ملاحظة ايونات الهيدروكسيد

$[Ba^{+2}] = 0.03$

$[OH^-] = 2$ [القاعدة القوية]

$[OH^-] = 0.06$

دائما نحسب **PH** من $[H^+]$ ونحسب **POH** من تركيز $[OH^-]$

$POH = -\ell og\ OH$

$POH = -\ell og\ 6\times10^{-2}$

الرقم ذات الكسر العشري يرجع إلى الأس السالب حسب عدد المراتب

$POH = -0.78 + 2 \Rightarrow POH = 1.22$

$\therefore PH = 14 - 1.22 \Rightarrow PH = 12.78$

تمرين 1-3

احسب تراكيز الاصناف الايونية في محاليل المركبات التالية

(أ) HBr = 0.25 M (ب) KOH = 0.055 M (جـ) CaCl2 = 0.155 M

الحل

(أ)

	$HBr_{(aq)}$	$\rightarrow$	$H^+_{(aq)}$	+	$Br^-_{(aq)}$
التركيز الابتدائي	0.25M				
التغير في التركيز	−0.25M		+0.25M		+0.25M
التركيز النهائي	0		0.25M		0.25M

(ب)

	KOH(aq)	$\rightarrow$	$K^+_{(aq)}$	+	$OH^-_{(aq)}$
التركيز الابتدائي	0.055M				
التغير في التركيز	−0.055M		+0.055M		+0.055M
التركيز النهائي	0		0.055M		0.055M

(ج)

	$CaCl_{2(aq)}$	$\rightarrow$	$Ca^{+2}_{(aq)}$	+	$2Cl^-_{(aq)}$
التركيز الابتدائي	0.155M				
التغير في التركيز	−0.155M		+0.155M		+0.155M
التركيز النهائي	0		0.155M		0.155M

سؤال خارجي احسب تركيز $[H^-]$ لمحلول هيدروكسيد الكالسيوم $Ca(OH)_2$ تركيزه يساوي 0.02 ؟

نكتب معادلة التفكك $Ca(OH)_2$ إلى ايوناتها الموجبة والسالبة بتفكك تام لأنها قاعدة قوية

$$\underset{0.02}{Ca(OH)_2} \xrightarrow[\text{تام}]{\text{تفكك}} \underset{0.02}{Ca^{+2}} + \underset{2\times0.02}{2OH^-}$$

ثم نحسب تركيز $[OH^-]$ السالبة لأنها قاعدة قوية تحتوي على ايونات $[OH^-]$

$[OH^-] = 2$ [القاعدة القوية] ← لأنها ثنائية الهيدروكسيد

$$[OH^-] = 2\times0.02 \Rightarrow 0.04 \quad M$$

ثم نحسب $[H^+]$ من $[OH^-]$ بالعلاقة المهمة التالية :-

$$[H^+] = \frac{Kw}{[OH^-]}$$

Kw = هو ثابت تحلل الماء أو ثابت الحاصل ألايوني للماء

1×10^{-14} ناتج من $\underset{1\times10^{-7}}{[OH^-]} \times \underset{1\times10^{-7}}{[H^+]}$

حفظ

$$[H^+] = \frac{1\times10^{-14}}{4\times10^{-2}} \Rightarrow [H^+] = \boxed{0.25\times10^{-12}}$$

سؤال واجب 1 احسب تركيز $[OH^-]$ ثم POH و PH لمحلول حامض الكبريتيك تركيزه 0.05 M ؟

سؤال واجب 2 احسب تركيز $[H^+]$ و $[OH^-]$ و POH و PH لمحلول حامض الهيدروكلوريك تركيزه = 0.01 ؟

1 - PH = 1 2 - PH = 2

سؤال خارجي احسب قيمة الـ PH لمحلول 0.4 M من هيدروكسيد الصوديوم علما أن $\ell og\ 4 = 0.6$

الحل

$$\underset{0.4}{NaOH} \longrightarrow \underset{0.4}{Na^+} + \underset{\boxed{0.4}}{OH^-}$$

$[OH^-] = [$ القاعدة القوية $]$

$$[OH^-] = 0.4 \quad M$$

$$POH = -\ell og\ [OH^-]$$

$$POH = -\ell og\ 4\times10^{-1}$$

$$POH = -0.6 + 1 \Rightarrow POH = 0.4$$

$$PH = 14 - POH$$

$$PH = 14 - 0.4 \Rightarrow PH = \boxed{13.6}$$

ثانيا : الالكتروليت الضعيف

الالكتروليت الضعيف :- هو المادة التي تتفكك أو تتأين بتأين غير تام في محاليها المائية حيث أن تفككها جزئي (إي يتفكك جزء منها) وتكتب معادلة التأين بسهمين متعاكسين ($\rightleftharpoons$)نفس فصل التوازن الكيميائي حيث تكون قابلتيها للتوصل الكهربائي ضعيفة .

(أ) الحوامض الضعيفة

حامض الهيدروفلوريك HF — حامض الهيدروسيانيك HCN — حامض الخليك CH_3COOH

حامض الفورميك $HCOOH$ — الفينول C_6H_5OH — حامض الكاربونيك H_2CO_3

حامض الفسفوريك H_3PO_4

(ب) القواعد الضعيفة :-

الامونيا NH_3 — مثيل امين CH_3NH_2 — الأنلين C_6H_7N — البريدين C_6H_5N

(ج)الأملاح الشحيحة الذوبان :-

كلوريد الفضة $AgCl$ — فلوريد الكالسيوم CaF_2 — كبريتات الرصاص $PbSO_4$

يودات الباريوم $Ba(IO_3)_2$ — هيدروكسيد الخارصين $Zn(OH)_2$

تفكك الالكتروليتات الضعيفة

أ)- حساب $[H^+]$ لمحاليل الحوامض الضعيفة :-

تعد الحوامض الضعيفة من الالكتروليتات الضعيفة لذلك فان تفكهها في الوسط المائي تخضع الى حالة اتزان بين الجزيئات الغير متفككه والايونات الناتجة وبسهمين متعاكسين ($\rightleftharpoons$)نفس حالة الاتزان الكيميائي في الفصل الثاني وكذلك يعبر عنها بثابت الاتزان وهنا ثابت الاتزان يكون للحوامض الضعيفة يرمز له بـ (Ka) حيث ان هذا الثابت يساوي :-

$$Ka = \frac{[\text{الايونات الناتجة}]}{[\text{الايونات المتفاعلة}]}$$

يعني حامض (acid)

حامض ضعيف

درجة تفكك أو تأين الحامض الضعيف $= \frac{[H^+]}{[\text{الحامض الضعيف}]}$

النسبة المئوية لتفكك الحامض الضعيف $= \frac{[H^+]}{[\text{الحامض الضعيف}]} \times 100\ \%$

% للتفكك = درجة التفكك x 100

مثال 3-2

احسب تركيز $[H^+]$ في 0.1 M من محلول مائي لحامض الخليك إذا علمت ان ثابت تفكك حامض الخليك = 1.8×10^{-5} علما ان $\sqrt{1.8} = 1.3$

الحل

$$CH_3COOH \rightleftharpoons CH_3COO^- + H^+$$

CH_3COOH	CH_3COO^-	H^+
0.1	0	0
-X	+X	+X
0.1 -X	X	X

ملاحظة :- دائما تهمل قيمة (X) للمادة المتفككة لسهولة الحسابات ولان قيمتها قليله جدا مقارنه بتركيزها الابتدائي (0.1M)

$$Ka = \frac{[CH_3COO^-][H^+]}{[CH_3COOH]} \Rightarrow 1.8\times10^{-5} = \frac{X^2}{0.1}$$

$$X^2 = 1.8\times10^{-5}\times1\times10^{-1} \Rightarrow X^2 = 1.8\times10^{-6} \quad \sqrt{}$$

$$X = 1.3\times10^{-3}$$

حيث إن قيمة X تمثل تركيز $[H^+]$

سؤال خارجي

احسب تركيز ايون الهيدروجين المائي لحامض الهيدروسيانيك ودرجة التفكك والنسبة المئوية للتفكك علما ان $Ka = 4.9\times10^{-10}$ والذي تركيزه يساوي 0.2 M علما أن $\sqrt{0.98} = 0.99$

الحل

$$HCN \rightleftharpoons H^+ + CN^-$$

HCN	H^+	CN^-
0.2	0	0
0.2	X	X

$$Ka = \frac{X^2}{0.2} \Rightarrow X^2 = 4.9\times10^{-10}\times0.2$$

$$X^2 = 0.98\times10^{-10} \quad \sqrt{}$$

$$X = 0.99\times10^{-5} \Rightarrow X = 1\times10^{-5}$$

يمثل ايون الهيدروجين

بعد إجراء التقريب لسهولة الحسابات

درجة تفكك حامض HCN $= \frac{[H^+]}{[\text{حامض HCN الضعيف}]} \Rightarrow \frac{1\times10^{-5}}{2\times10^{-1}} \Rightarrow 0.5\times10^{-4}$

% لتفكك HCN $= 100\times\frac{1\times10^{-5}}{2\times10^{-1}} \quad 100\times0.5\times10^{-4}$

% لتفكك HCN $= \%0.5\times10^{-2} \Rightarrow \%0.005$

سؤال خارجي

احسب درجة التفكك والنسبة المئوية للتأين لمادة حامض الهيدروفلوريك HF في محلولها المائي الذي تركيزه (أ) 0.1 M ، و (ب) 0.01M ، وبين ما هي العلاقة بين النسبة المئوية للتأين وتركيز المحلول . معلومة $\sqrt{6.8} = 2.6$ و $\sqrt{68} = 8.25$ ($K_{a\ HF} = 6.8 \times 10^{-4}$)

الحل أ

معلومة مهمة في السؤال

* نجعل قيمة المقدار باس زوجي لأخذ الجذر التربيعي له ونجعل قيمة 6.8 مقارنة للمعلومة الموجودة في السؤال وهي $\sqrt{68}$

* قيمة X تمثل دائما تركيز $[H^+]$ اذا كانت المادة حامض ضعيف كما وردت في السؤال

$$HF_{(eq)} \rightleftharpoons H^+_{(eq)} + F^-_{(eq)}$$

HF	H^+	F^-
0.1	0	0
0.1	X	X

$$Ka = \frac{X^2}{0.1} \Rightarrow 6.8\times10^{-4} = \frac{X^2}{0.1}$$

$$X^2 = 6.8\times10^{-4}\times0.1 \Rightarrow X^2 = 68\times10^{-6}$$

$\sqrt{\ }$

$$X = 8.25\times10^{-3} \Rightarrow [H^+] = 8.25\times10^{-3}$$

درجة تفكك الحامض $= \dfrac{[H^+]}{\text{[الحامض الضعيف]}}$

درجة تفكك الحامض $= \dfrac{8.25\times10^{-3}}{0.1}$

$= 0.0825$

للتفكك $\% =$ درجة التفكك $\times 100$

$\% = 0.0825\times100$

للتفكك $\% = 8.25\%$

الحل ب

$$HF_{(eq)} \rightleftharpoons H^+_{(eq)} + F^-_{(eq)}$$

HF	H^+	F^-
0.01	0	0
0.01	X	X

$$Ka = \frac{X^2}{0.01} \Rightarrow 6.8\times10^{-4} = \frac{X^2}{0.01}$$

$$X^2 = 6.8\times10^{-4}\times0.01 \Rightarrow X^2 = 6.8\times10^{-6}$$

$\sqrt{\ }$

$$X = 2.6\times10^{-3} \Rightarrow [H^+]$$

درجة تفكك الحامض $= \dfrac{2.6\times10^{-3}}{0.01} \Rightarrow 0.26$

للتفكك $\% = 0.26\times100\% = 26\%$

سؤال خارجي

احسب تركيز $[H^+]$ في المحلول المائي للفينول C_6H_5OH الذي تركيزه $(Ka = 1.3\times10^{-10})$ أ – 0.2 M ب – بعد تخفيفه لمئة مرة

الحل أ

ملاحظة :- دائما قيمة البسط تمثل X^2 نأخذ الجذر التربيعي فالمطلوب منك إن تجعل قيمة الأساس ذات أس بعدد زوجي دائما ليسهل اخذ الجذر التربيعي وتجعل قيمة الرقم نفس قيمته الموجودة في صيغة السؤال 10 أو موجود في نهاية النسخة الذي لم تعرف له الجذر التربيعي فمثلا في هذا السؤال $\sqrt{0.26} = 0.51$ لأنك لم تستعمل الحاسبة في الامتحان .

$$C_6H_5OH \rightleftharpoons C_6H_5O^- + H^+$$

C_6H_5OH		$C_6H_5O^-$	H^+
0.2	حامض ضعيف له Ka	0	0
0.2		X	X

عند التوازن الأيوني

$$Ka = \frac{X^2}{0.2} \Rightarrow X^2 = 1.3\times10^{-10}\times2\times10^{-1}$$

$$X^2 = 0.26\times10^{-10} \quad \sqrt{}$$

$$X = 0.51\times10^{-5}$$ يمثل تركيز $[H^+]$

الحل ب

عند تخفيفه لمئة مرة عند التخفيف يتغير تركيز الفينول (حيث سندرس لاحقا في هذا الفصل قوانين التخفيف) عند التخفيف لمئة مرة نقسم التركيز (0.2) على 100

$$[\text{التركيز}] = \frac{0.2}{100}$$

$$[\text{التركيز}] = 0.002$$

$$C_6H_5OH \rightleftharpoons C_6H_5O^- + H^+$$

C_6H_5OH	$C_6H_5O^-$	H^+
0.002	0	0
0.002	X	X

$$Ka = \frac{X^2}{0.002} \Rightarrow X^2 = 1.3\times10^{-10} = \frac{X^2}{0.002}$$

$$X^2 = 0.26\times10^{-12} \quad \sqrt{}$$

$$X = 0.51\times10^{-6}$$ يمثل تركيز $[H^+]$ بعد التخفيف لمئة مرة

سؤال واجب

احسب درجة التأين والنسبة المئوية لتأين حامض الخليك بتركيز 0.001 M اذا علمت ان ثابت تفكك الحامض $Ka = 1.8\times10^{-5}$ حيث ان $\sqrt{1.8} = 1.3$

درجة التفكك او التأين = 0.13

% للتفكك = 13 %

ب) حساب $[OH^-]$ لمحاليل القواعد الضعيفة :-

تعد القواعد الضعيفة من الالكتروليتات الضعيفة ايضا لذلك اثناء تحللها في الوسط المائي تخضع لحالة اتزان ايضا وبسهمين متعاكسين ($\rightleftharpoons$) ويعبر هنا بثابت يدعى بـ K_b :-

$$Ka = \frac{[\text{الايونات الناتجة}]}{[\text{الجزيئات المتفاعلة}]}$$

يعني قاعدة (base)

ملاحظة :- لا يتم تحلل القواعد الضعيفة ايونيا إلا بوجود الماء حيث تمثل القواعد الضعيفة (قواعد لويس) بسبب احتواءها على مزدوج الالكتروني موجودة في ذرة النتروجين ($\ddot{N}$) والتي تعمل على سحب ذرة (H^+) من جزيئة الماء لان $[H^+]$ في الماء يمثل (حامض لويس)

بعض تحلل القواعد الضعيفة في الماء

أمونيا $\ddot{N}H_3 + \underline{H}^+OH \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$

مثيل أمين $CH_3\ddot{N}H_2 + \underline{H}^+OH \rightleftharpoons CH_3NH_3^+ + OH^-$

الأنلين $C_6H_7\ddot{N} + \underline{H}OH \rightleftharpoons C_6H_7NH^+ + OH^-$

قاعدة ضعيفة

درجة تفكك القاعدة الضعيفة $= \frac{[OH^-]}{[\text{القاعدة الضعيفة}]}$

النسبة المئوية % لتفكك القاعدة الضعيفة $= \frac{[OH^-]}{[\text{القاعدة الضعيفة}]} \times 100\ \%$

% للتفكك القاعدة = درجة التفكك x 100

ملاحظات

١- قيمة X التي نستخرجها من قيمة الثابت K_a او K_b مع التراكيز الابتدائية للحوامض او القواعد الضعيفة تمثل

$X = [H^+]$ إذا كان الالكتروليت الضعيف حامضيا و $X = [OH^-]$ إذا كان الالكتروليت الضعيف قاعدة

٢- عندما يطلب $[H^+]$ ثم PH لمحلول قاعدة ضعيفة نستخرج أولا $[OH^-]$ التي تمثل قيمة X ثم نجد $[H^+]$ بالعلاقة التالية :-

$$[H^+] = \frac{1\times10^{-14}}{[OH^-]} \Rightarrow PH = -\log[H^+]$$

وعندما يطلب PH لمحلول القاعدة الضعيفة نجد قيمة $[OH^-]$ من قيمة X ثم نجد POH بالعلاقة التالية :-

$$POH = -\log[OH^-] \Rightarrow PH = 14 - POH$$

سؤال خارجي

احسب تركيز $[OH^-]$ ايون الهيدروكسيد للمحول المائي للامونيا الذي تركيزه $0.2\ M$ = وثم احسب درجة التأين والنسبة المئوية للتأين علما إن ثابت تفكك القاعدة الضعيفة $K_b = 1.8\times10^{-5}$ استفد من معلومة $\sqrt{3.6} = 1.9$

الحل

$$NH_3 \quad + \quad H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ \quad + \quad OH^-$$

NH_3	H_2O	NH_4^+	OH^-
0.2		0	0
-X		+X	+X
0.2 - X		X	X

لا تدخل في الحسابات لان قيمتها محسوبة مع K_b

تهمل X لسهولة الحسابات

الاتزان الأيوني

$$K_b = \frac{[NH_4][OH^-]}{[NH_3]} \Rightarrow 1.8\times10^{-5} = \frac{X^2}{0.2}$$

تمثل قيمة $[OH^-]$

$$X^2 = 1.8\times10^{-5}\times2\times10^{-1} \Rightarrow X^2 = 3.6\times10^{-6} \quad \sqrt{}$$

$$X = \boxed{1.9\times10^{-3}}$$

$$\text{د . ت} = \frac{1.9\times10^{-3}}{0.2} = 0.0095$$

$$\text{للتأين}\ \% = 0.0095\times100\% = 0.95\%$$

تمرين 2-3

احسب درجة تأين للمحول المائي للانلين C_6H_7N $(K_b = 3.8\times10^{-10})$ الذي تركيزه يساوي $0.1\ M$ ثم احسب PH للمحلول ؟ علما أن $\sqrt{0.38} = 0.62$ و $\log 6.2 = 0.8$

الحل

$$C_6H_7\ddot{N} \quad + \quad H_2O \rightleftharpoons C_6H_7\dot{N}H^+ \quad + \quad OH^-$$

C_6H_7N	H_2O	$C_6H_7NH^+$	OH^-
0.1		0	0
0.1		X	X

$$K_b = \frac{X^2}{0.1} \Rightarrow X^2 = 3.8\times10^{-10}\times0.1$$

$$X^2 = 0.38\times10^{-10} \quad \sqrt{} \Rightarrow X = 0.62\times10^{-5}$$

$$[X] = [OH^-] = 0.62\times10^{-5}$$

$$6.2\times10^{-5} \Leftarrow \frac{0.62\times10^{-5}}{1\times10^{-1}} \Leftarrow \frac{[OH^-]}{[\text{القاعدة الضعيفة}]} = \text{د . ت}$$

معلومة خارجية لإيجاد قيمة PH لا توجد في صيغة السؤال

$$[OH^-] = 6.2\times10^{-5}$$

$$POH = -\log[OH^-]$$

$$POH = -\log 0.62\times10^{-4}$$

$$POH = -0.8 + 4$$

$$POH = 3.2$$

$$PH = 14 - 3.2$$

$$PH = 10.8$$

التأين الذاتي للماء
Self – Ionization of Water

ان التأين الذاتي للماء (ويعرف ايضا التأين التلقائي للماء Auto ionization of Water او التفكك التلقائي للماء Auto dissociation) هو تفاعل كيميائي يتم فيه انتقال بروتون من جزيء الى جزيء اخر للماء لتكوين ايون الهيدرونيوم H_3O^+ وايون الهيدروكسيد OH^- ، ويمكن ان تحدث عملية التأين الذاتي للماء في الماء النقي او في المحاليل المائية لمواد اخرى . تعتبر عملية التأين الذاتي للماء عملية برتنة ذاتية (انتقال بروتون بشكل تلقائي) وهي المسئولة عن الصفة الامفوتيرية للماء .

لقد اظهرت القياسات العملية الدقيقة لقابلية الماء على التوصيل الكهربائي ان الماء النقي يعاني من عملية تأين الى مدى بسيط .

$$H_2O_{(l)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

$$H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

ويمكن وصف عملية الاتزان من خلال ثابت يدعى الحاصل الايوني للماء ويعبر عنه عادة بالرمز K_W

$K_W = [H_3O^+][OH^-]$ أو $K_W = [H^+][OH^-]$

يصاحب تكوين ايون الهيدرونيوم H_3O^+ ، او بشكل ابسط ايون الهيدروجين H^+ ، دائما تكون ايون الهيدروكسيد OH^- لذلك يكون تركيز ايون الهيدروجين في الماء المقطر (النقي) دائما مساو لتركيز ايون الهيدروكسيد وقد اثبتت القياسات الدقيقة التي اجريت على الماء النقي عند $25\,^oC$ ان : $[H^+] = [OH^-] = 1.0 \times 10^{-7}\ mol/L$

ويمكن استخدام هذه القيم المقاسة تجريبيا لحساب قيمة ثابت الحاصل الايوني للماء K_W كما يلي عند درجة حرارة $25\,^oC$:-

$$K_W = [H^+][OH^-] = (1.0 \times 10^{-7})(1.0 \times 10^{-7}) = 1.0 \times 10^{-14}$$

وعلى الرغم من هذه العلاقة قد وضعت وحسبت قيمة K_W للماء النقي ، فأنه يمكن استخدامها وبشكل صحيح للمحاليل المائية المخففة عند درجة حرارة $25\,^oC$.

ان الماء النقي هو وسط متعادل (أي انه ليس حامضيا ولا قاعديا) ، لذلك ففيه ، وكذلك في أي محلول متعادل آخر يكون تركيز ايونات الهيدروجين المائية مساويا لتركيز ايونات الهيدروكسيد المائية (أي ان $[H_3O^+] = [OH^-] = 1.0 \times 10^{-7}\ M$) ، اما اذا اضفنا حامضا للماء النقي فأن ذلك يؤدي الى زيادة تركيز ايونات الهيدروجين المائية ويقلل (حسب قاعدة لو شاتليه) من تركيز ايونات الهيدروكسيد المائية حسب عملية الاتزان التي تمثل تفكك الماء :

$$H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

ان المحافظة على عملية الاتزان تعني بقاء قيمة الحاصل الايوني للماء K_W كمية ثابتة دوما (1.0×10^{-14}) ، ولذلك فأن أي زيادة في تركيز H^+ يجب ان تقود الى انخفاض في تركيز OH^- والعكس صحيح . وبالأسلوب نفسه، يمكننا ان نتوصل الى اضافة قاعدة الى الماء (او أي محلول متعادل) تزيد من تركيز ايونات OH^- فيه ويؤدي ذلك الى نقصان تركيز ايونات H^+ وبصورة عامة ، تكون تراكيز ايونات H^+ وايونات OH^- في المحاليل كالاتي :

المحلول	الحالة العامة	
حامضي	$[H^+] > [OH^-]$	$[H^+] > 1.0\times 10^{-7}$ M
متعادل	$[H^+] = [OH^-]$	$[H^+] = 1.0\times 10^{-7}$ M
قاعدي	$[H^+] < [OH^-]$	$[H^+] < 1.0\times 10^{-7}$ M

تمرين 3-3
احسب تركيز ايونات الهيدروجين المائية في محلول يحتوي على ايونات الهيدروكسيد المائية بتراكيز : (أ) : 0.01 M و (ب): 2.0×10^{-9} M

الحل

(أ)

$$K_W = [H^+][OH^-]$$
$$10^{-14} = [H^+]\times 10^{-2}$$
$$[H^+] = 10^{-12}$$

(ب)

$$K_W = [H^+][OH^-]$$
$$10^{-14} = [H^+]\times 2\times 10^{-9}$$
$$[H^+] = \frac{1\times 10^{-14}}{2\times 10^{-9}}$$
$$[H^+] = 0.5\times 10^{-5}$$

مثال 3-3
احسب تراكيز ايونات H^+ و OH^- في 0.05 M من محلول حامض النتريك (HNO_3) .

الحل

$$[H^+] = [HNO_3] = 0.05\ m$$
$$K_W = [H^+][OH^-]$$
$$10^{-14} = 5\times 10^{-2}[OH^-]$$
$$[OH^-] = \frac{1\times 10^{-14}}{5\times 10^{-2}}$$
$$[OH^-] = 0.2\times 10^{-12} M$$

الاس الهيدروجين PH

بعض القوانين المهمة في (PH)

تعلمت سابقا حساب (PH) و (POH) من $[H^+]$ و $[OH^-]$

$$PH = -\ell og\,[H^+] \qquad POH = -\ell og\,[OH^+]$$

ألان الحالة معكوسة من قيمة PH نجد $[H^+]$ وكذلك من قيمة POH نجد قيمة $[OH^-]$ ولكن بحالتين :-

أولا :- اذا كانت PH او POH عدد صحيح غير كسري فمثلا PH = 3 يعني ان $[H^+] = 1\times10^{-3}$ وذلك حسب العلاقة الاتية

$$[H^+] = 1\times10^{-PH} \qquad [OH^+] = 1\times10^{-POH}$$

ثانيا :- إذا كانت PH او POH عدد ذات كسر عشري فيمكن إيجاده بالعلاقة التالية :-

$$[H^+] = \ell og^{-1} - PH \quad \text{او} \quad [OH^-] = \ell og^{-1} - POH$$

مثال 3-5

إذا كانت PH محلول تساوي 3.301 فكم يكون تركيز $[H^+]$ فيه ؟ علما ان $\ell og\ 5 = 0.699$ إي تقريبا 0.7

الحل

$$[H^+] = \ell og^{-1} - 3.3$$

$$[H^+] = \ell og^{-1}[0.7 + (-4)]$$

$$[H^+] = \ell og^{-1}0.7 \times \ell og^{-1} - 4$$

$$[H^+] = 5\times10^{-4}$$

دائما نأخذ العدد الصحيح الأكبر من العدد ذات الكسر العشري وبإشارة سالبة مع قيمة الفرق بين العددين ثم نعمل على توزيع ℓog^{-1}

ملاحظة

(أ) – عندما يتحول ℓog من طرف إلى طرف أخر يصبح ℓog^{-1}

(ب) – دائما ℓog^{-1} لأي رقم نضع الرقم 10 كأساس والأس يكون ذلك الرقم فمثلا $\ell og^{-1} - 3 \Leftarrow 10^{-3}$ اما بالنسبة $\ell og\ 0.7 = 5$ تؤخذ من المعلومة الموجودة في السؤال لا تحول ℓog

سؤال خارجي

إذا كانت قيمة PH لمحلول تساوي 11.6 فما هي قيمة $[OH^-]$ له علما $\ell og\ 4 = 0.6$

بحاجة الى مقلوب المعلومة وهي $\ell og^{-1} 0.6 = 4$

الحل

لإيجاد قيمة $[OH^-]$ يجب ان نحصل على قيمة POH لذلك فان

$$POH = 14 - PH \Rightarrow POH = 14 - 11.6$$

$$POH = 2.4$$

$$[OH^-] = \ell og^{-1} - 2.4$$

$$[OH^-] = \ell og^{-1}[0.6 + (-3)]$$

$$[OH^-] = \ell og^{-1} 0.6 \times \ell og^{-1} - 3$$

نحتاج الى معلومة فيها مقلوب اللوغاريتم لذلك تقلب المعلومة في السؤال

$$[OH^-] = 4 \times 10^{-3}$$

سؤال خارجي

جد قيمة $[H^+]$ لمحلول ذات أس هيدروكسيلي $POH = 5.2$

الحل

لإيجاد $[H^+]$ نحتاج PH لذلك يجب تحويل الأس الهيدروكسيلي POH إلى أس هيدروجيني PH علما إن $\ell og\ 1.6 = 0.2$

تقلب المعلومة

$$PH = 14 - 5.2$$

$$PH = 8.8$$

$$[H^+] = \ell og^{-1} - 8.8$$

$$[H^+] = \ell og^{-1}[0.2 + (-9)]$$

$$[H^+] = \ell og^{-1} 0.2 \times \ell og^{-1} - 9$$

نحتاج الى معلومة مقلوب اللوغاريتم

$$[H^+] = 1.6 \times 10^{-9}$$

رحلة التفوق في السادس
عطاء بلا حدود
A .M. Z

مثال 3-6

احسب [H^+] و PH و [OH^-] و POH لمحلول حامض الهيدروكلوريك بتركيز 0.015 M . هل المحلول حامضي ام قاعدي ؟ ولماذا ؟ Log 15 = 1.17

الحل

$$[H^+] = [HCl] = 0.15\ M$$

$$PH = -\log[H^+]$$

$$PH = -\log\ 15 \times 10^{-3}$$

$$PH = -[\log\ 15 + \log\ 10^{-3}]$$

$$PH = -[1.17 - 3]$$

$$PH = -[-1.83]$$

$$PH = 1.83$$

$$POH = 14 - PH$$

$$POH = 14 - 1.83$$

$$POH = 12.17$$ حامضي

$$KW = [H^+][OH^-]$$

$$10^{-14} = 15 \times 10^{-3}[OH^-]$$

$$[OH^-] = \frac{1 \times 10^{-14}}{15 \times 10^{-3}}$$

$$[OH^-] == 0.06 \times 10^{-11} M$$

تمرين 3-6

اكمل الجدول الاتي . هل وجدت علاقة واضحة بين قيم PH و POH لكل محلول ؟ ما هي ؟ يزود الطالب باللوغاريتمات

المحلول	$[H^+]$	$[OH^-]$	PH	POH
0.15 M HI	0.15	6.67×10^{-14}	0.82	13.18
0.06 M RbOH	1.67×10^{-13}	0.06	12.78	1.22
0.02 M $Ba(OH)_2$	2.5×10^{-13}	0.04	12.60	1.40
0.0003 M $HClO_4$	0.0003	3.33×10^{-11}	3.53	10.47

تمرين 3- 5

اذا علمت ان PH محلول لحامض النتريك يساوي 3.32 ما هي مولارية المحلول ؟ اذا علمت ان log 4.79 = 0.68

الحل

تركيز مجهول

$$HNO_3 \rightarrow H^+ + NO_3^-$$

$$PH = 3.32$$

$$[H^+] = \log^{-1} - 3.23$$

$$[H^+] = \log^{-1}[0.68 + (-4)]$$

$$[H^+] = \log^{-1} 0.68 \times \log^{-1} - 4$$

$$[H^+] = 4.79 \times 10^{-4}$$

$$HNO_3 \rightarrow H^+ + NO_3^-$$

4.79×10^{-4} تركيز $[H^+]$ يمثل تركيز الحامض

مولارية الحامض $= 4.79 \times 10^{-4} M$

تمرين 3- 7

احسب قيم $[H^+]$ و PH و $[OH^-]$ و POH للمحلول المائي لـ $Ca(OH)_2$ تركيزه 0.015 M . هل المحلول حامضي ام قاعدي ؟ لماذا ؟ Log 3 = 0.47

الحل

$$Ca(OH)_2 \longrightarrow Ca^{+2} + 2OH$$

$$0.015 \qquad 0.015 \qquad 2(0.015)$$

$[OH^-] = 2[$ القاعدة القوية $]$

$$[OH^-] = 2 \times 0.015$$

$$[OH^-] = 0.03\ M$$

$$[OH^-] = 3 \times 10^{-2}$$

ولإيجاد $[H^+]$ بالعلاقة الاتية

$$[H^+] = \frac{Kw}{[OH^-]}$$

$$[H^+] = \frac{1 \times 10^{-14}}{3 \times 10^{-2}}$$

$$[H^+] = 0.33 \times 10^{-12} M$$

$$POH = -\log [OH^-]$$

$$POH = -\log 3 \times 10^{-2}$$

$$POH = -[\log 3 + \log 10^{-2}]$$

$$POH = -[0.47 - 2]$$

$$POH = -[-1.53]$$

$$POH = 1.53$$

$$PH = 14 - 1.53$$

$$PH = 12.47$$

المحلول قاعدي لان PH اكبر من 7

التحلل المائي للأملاح

وهي المواد الناتجة من اتحاد الجزء الموجب للقاعدة مع الجزء السالب للحامض

$$Na^{+}OH + HCl^{-} \rightarrow NaCl + H_2O$$

قاعدة الحامض ملح ماء

والملح يعرف من اسمة حيث يتكون من كلمتين :-

كلوريد الصوديوم (يد + يوم)

خلات البوتاسيوم (آت + يوم)

كبريتيت الامونيوم (يت + يوم)

كلها أملاح حيث ينتهي المقطع الأول بـ اما يد عدا (هيدروكسيد) او آت او يت والمقطع الأخر هو مقطع العنصر الذي دائما ينتهي بـ (يوم)

تصنيف الأملاح :- تصنف إلى أربعة أنواع :-

الاملاح

١ – أملاح لقواعد قوية وحوامض قوية :-

تتكون من الايون الموجب للقاعدة القوية والايون السالب للحامض القوي حيث هذا النوع يعطي محاليل متعادلة وذلك لان (ليس لأيوناتها الموجبة ولا لأيوناتها السالبة القابلية على التفاعل بشكل ملحوظ مع جزيئات الماء ، ففي المحلول المائي المخفف لـ NaCl (مشتق من قاعدة قوية NaOH وحامض قوي HCl) يتفكك الملح لينتج الايونات المكونة له اضافة الى التأين الجزيئي لجزيئات الماء جواب لتعليل وزاري ٢٠١٣ دور أول

ملح مشتق من (قاعدة قوية + حامض قوي)

↓

محلول مائي متعادل

$$NaCl_{(s)} \rightarrow Na^{+}_{(aq)} + Cl^{-}_{(aq)}$$

$$H_2O_{(L)} \rightleftharpoons H^{+}_{(aq)} + OH^{-}_{(aq)}$$

الاملاح

٢ – أملاح لقواعد ضعيفة وحوامض ضعيفة :-

وهي الأملاح الناتجة من اتحاد مادتين (عبارة عن حامض ضعيف وقاعدة ضعيفة) وهذا الملح خارج نطاق دراستنا

الحامض ضعيف قاعدة ضعيفة ملح ماء

$$HCN + NH_4OH \rightarrow NH_4CN + H_2O$$

الاملاح

٣- أملاح لقواعد قوية وحوامض ضعيفة :-

أملاح قاعدية وهي أملاح مشتقة من قواعد قوية وحوامض ضعيفة حيث عند إذابتها في الماء يكون المحلول الناتج قاعديا دائما بسبب قابلية الايون السالب للملح (والعائد في الأصل للحامض الضعيف) على التفاعل مع الماء لتكوين ايون $[OH^-]$ فعلى سبيل المثال نأخذ ملح خلات الصوديوم :-

$$CH_3COONa_{(s)} \rightarrow Na^+ + CH_3COO^-$$

$$H_2O \rightleftharpoons OH^- + H^+$$

$$\updownarrow$$

$$CH_3COOH$$

ينزاح موقع الاتزان نحو الإمام لغرض تعويض $[H^+]$

ملح مشتق من (قاعدة قوية +حامض ضعيف)

محلول مائي قاعدي

عند إذابة الملح في الماء يتفاعل الايون السالب وهو الخلات مع $[H^+]$ لتكوين حامض الخليك وبذلك وحسب قاعدة لي – شاتليه يتجه التفاعل نحو الإمام لتعويض النقص الحاصل في $[H^+]$ وبذلك تزداد ايونات $[OH^-]$ السالبة ويصبح المحلول ذات تأثير قاعدي حيث يكون PH لها اكبر من (7) ولإيجاد $[H^+]$ لها نكتب المعادلة التالية :-

$$[H^+] = \sqrt{\frac{Kw \cdot Ka}{C}}$$

$Kw = 1\times10^{-14}$ ثابت التحلل الماء

$Ka =$ ثابت تفكك الحامض الضعيف

$C =$ تركيز الملح

ولحساب PH هذا الأملاح نكتب العلاقة التالية :-

$$PH = 1/2\left(PKw + PKa + \log C\right)$$

الاملاح

٤ – أملاح لحوامض قوية وقواعد ضعيفة:–

الأملاح الحامضية وهي أملاح مشتقة من حوامض قوية وقواعد ضعيفة حيث عند إذابتها في الماء يكون المحلول الناتج حامضيا دائما بسبب قابلية الايون الموجب للملح (العائد في الأصل للقاعدة الضعيفة) مع الماء لتكوين جزئيات القاعدة الضعيفة الغير متفككة إضافة إلى ايونات H^+ ، حيث يؤدي هذا التفاعل الى اختلال التوازن الموجودة في جزئيات الماء (OH^-, H^+) حيث ينزاح نحو الإمام لتعويض OH المتكونة في ملح NH_4OH وبالتالي يزداد تركيز $[H^+]$ فتزداد حامضية المحلول وبالتالي يكون PH لها اقل من 7 ولإيجاد PH نكتب العلاقة التالية:–

$$NH_4Cl \rightleftharpoons NH_4^+ + Cl^-$$

$$H_2O \rightleftharpoons OH^- + H^+$$

ينزاح موقع الاتزان نحو الإمام لتعويض $[OH^-]$

$$\uparrow\downarrow$$

NH_4OH

قاعدة ضعيفة

ملح مشتق من حامض قوي + قاعدة ضعيفة

↓

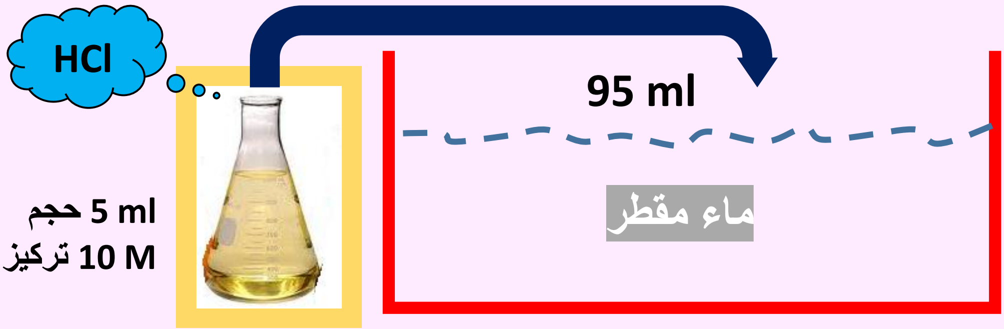
محلول مائي حامضي

للملح الحامضي
$$[H^+] = \sqrt{\frac{Kw \cdot C}{Kb}}$$

او

للملح الحامضي
$$PH = \tfrac{1}{2}(PKw - PKb - \log C)$$

التخفيف



عند إضافة 5 ml من حامض HCl بتركيز 10 M الى 95 ml من الماء المقطر

فان تركيز HCl يتغير من 10 M إلى ....

$$M_1 \quad V_1 \quad = \quad M_2 \quad V_2$$

للمركز (قبل الإضافة)

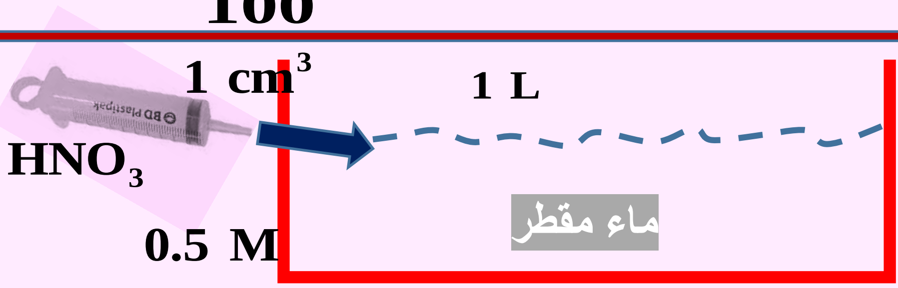
للمخفف بعد أضافته للماء

يمثل الحجم الكلي وهو (95 +5)

ملاحظة :- دائما عند التخفيف يضاف الحامض الى الماء وليس العكس وذلك لخطورته وصعوبة السيطرة علية

$$10_{M} \times 5_{ml} = M_2 \times (100 \ ml)$$

$$M_2 = \frac{50}{100} \Rightarrow M_2 = \boxed{0.5} \ M$$



ومثال أخر للتخفيف هو إضافة $1 \ cm^3$ من حامض النتريك بتركيز 0.5 M إلى لتر من الماء

$$M_1V_1 \quad = \quad M_2V_2$$

للمركز

للمخفف

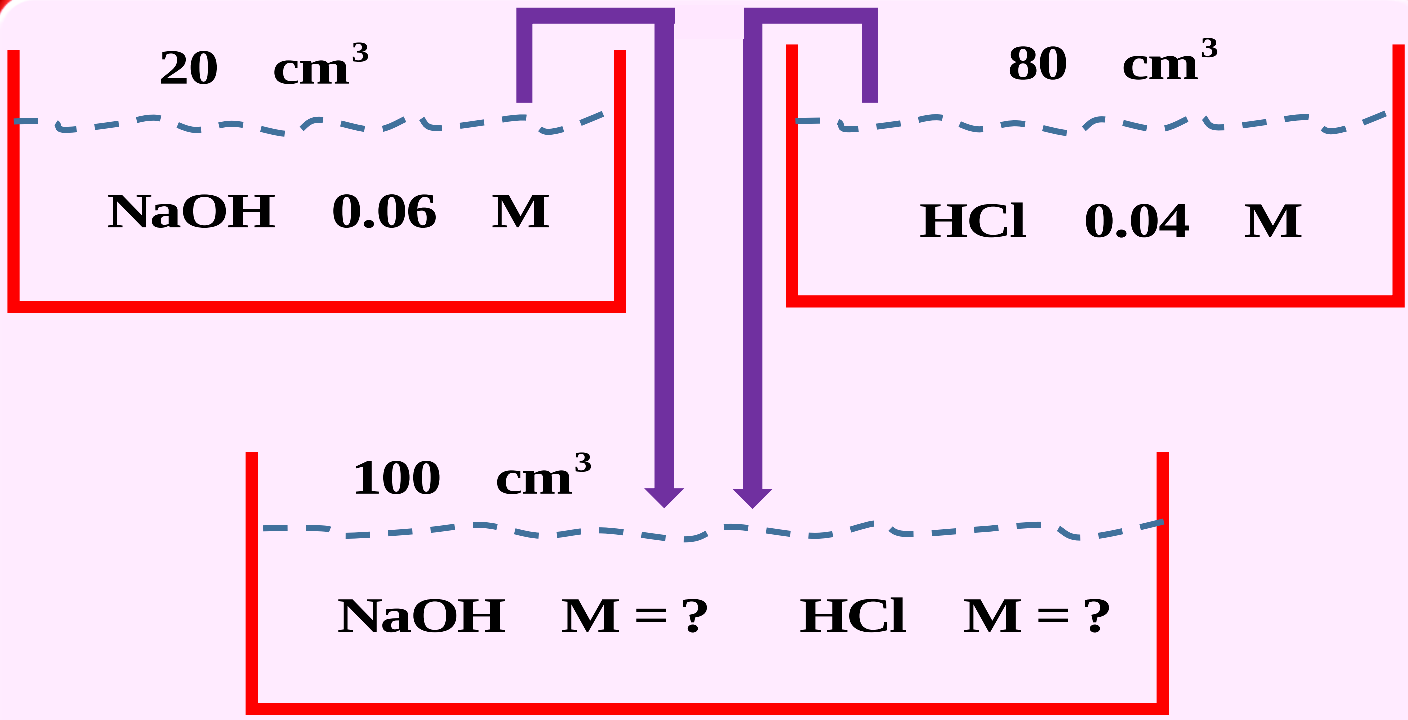
$(1+1000)$ يساوي 1000 لسهولة الحسابات

$$0.5 \times 1 = M_2 \times 1000$$

$$M_2 = \frac{0.5}{1000}$$

$$M_2 = \frac{5}{10000} \Rightarrow M_2 = \boxed{0.0005} \ M$$

مولاري



حيث هنا نستخدم قانون التخفيف مرتين أي للمادتين

HCL

$$M_1V_1 = M_2V_2$$

$$0.04 \times 80 = M_2 \times 100$$

$$M_2 = \frac{0.04 \times 80}{100}$$

$$M_2 = \frac{0.4 \times 8}{100}$$

$$M_2 = \frac{3.2}{100}$$

$$M_2 = \boxed{0.032}\ M$$

تركيزه بعد المزج

NaOH

$$M_1V_1 = M_2V_2$$

$$0.06 \times 20 = M_2 \times 100$$

$$M_2 = \frac{0.6 \times 2}{100}$$

$$M_2 = \frac{1.2}{100}$$

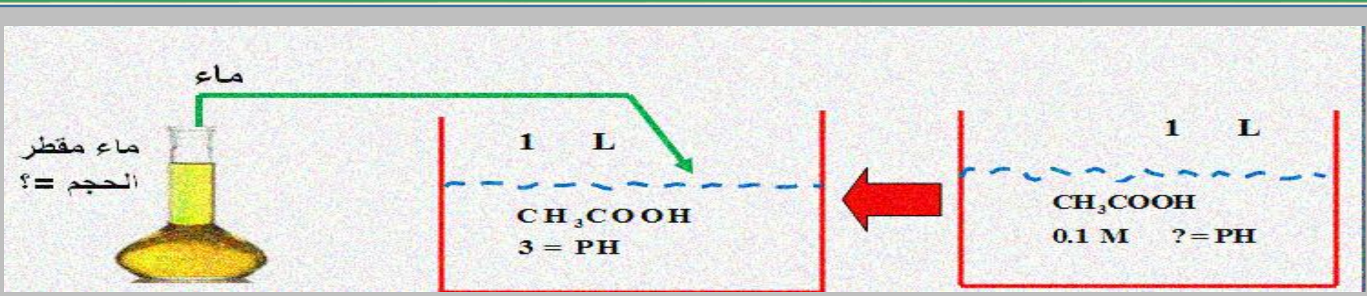
$$M_2 = \boxed{0.012}\ M$$

تركيزه بعد المزج

سؤال / واجب 250 ml من حامض البنزويك له نسبة مئوية للتأين 0.8 % وذو PH يساوي 2.1 كم تصبح PH المحلول لو أضيف إليه 750 ml ماء مقطر $\ell og\ 4 = 0.6$ و $\ell og\ 8 = 0.9$ ؟

الجواب PH = 2.4

سؤال خارجي
لتر من محلول لحامض الخليك بتركيز 0.1 M ودرجة تفككه = 0.01 خفف بالماء فتغيرت PH بمقدار 0.3 ماهو حجم الماء المضاف ؟ علما $\ell og\ 5 = 0.7$



$$CH_3COOH \rightleftharpoons CH_3COO^- + H^+$$

CH_3COOH	CH_3COO^-	H^+
0.1	0	0
0.1	X	X

نستخرج قيمة x والتي تمثل $[H^+]$ من باب أخر وهو درجة تفكك الحامض

$$\frac{[H^+]}{0.1} = 0.01$$

$$0.001 = [H^+]$$

$$1\times10^{-3} = [H^+]$$

$$Ka = \frac{(1\times10^{-3})^2}{0.1}$$

$$\boxed{Ka = 1\times10^{-5}}$$

$$PH = -\ell og\ 1\times10^{-3} \Rightarrow PH = \boxed{3}$$

$PH_2 = PH_1 +$ مقدار التغير

$$3 + 0.3 = PH_2$$

$$\boxed{3.3} = PH_2$$

ملاحظة عند إضافة الماء إلى الحامض يعمل على رفع PH لان الماء له PH = 7 .

من PH الحالة الثانية بعد إضافة الماء نستخرج قيمة $[H^+]$ الجديدة

$$[H^+] = \ell og^{-1} - 3.3$$

$$[H^+] = \ell og^{-1}[0.7 + (-4)]$$

$$[H^+] = \ell og^{-1}0.7 \times \ell og^{-1} - 4$$

$$[H^+] = \boxed{5\times10^{-4}}\ M$$

$$CH_3COOH \rightleftharpoons CH_3COO^- + H^+$$

CH_3COOH	CH_3COO^-	H^+
y	5×10^{-4}	5×10^{-4}

نفس Ka قبل الإضافة

$$Ka = \frac{(5\times10^{-4})^2}{y} \Rightarrow 1\times10^{-5} = \frac{(5\times10^{-4})^2}{y}$$

$$y = \frac{25\times10^{-8}}{1\times10^{-5}} \Rightarrow y = 25\times10^{-3} \Rightarrow y = \boxed{0.025}\ M$$ تركيز الحامض

وألان نطبق قانون التخفيف والمجهول فيه ......

$$M_1V_1 = M_2V_2 \Rightarrow 0.1\times1 = 0.025\times V_2 \Rightarrow V_2 = \frac{0.100}{0.025} \Rightarrow V_2 = \boxed{4}$$

حجم المحول الكلي لتر واحد من الحامض وثلاث ألتار من الماء

المحاليل المنظمة محاليل بفر

هو محلول مائي مكون من مزيج لحامض ضعيف مع احد أملاحه او قاعدة ضعيفة من احد املاحها ويكون لهذا المزيج القابلية على مقاومة التغير في الاس الهيدروجيني (PH) عند إضافة كمية من الالكتروليت قوي (حامض قوي او قاعدة قوية) اليه

محلول منظم	محلول منظم
حامض ضعيف + ملحه القاعدي	قاعدة ضعيفة + ملحها الحامضي
حساب PH او $[H^+]$	حساب POH او $[OH^-]$

$$PH + POH = 14$$

الحامض: $\left[H^+\right] = Ka \times \frac{[acid]}{[salt]}$

قاعدة / ملح: $\left[OH^-\right] = Ka \times \frac{[base]}{[salt]}$

$$PH = PKa + \log \frac{[\text{الملح}]}{[\text{الحامض}]} \qquad -\log$$

$$POH = PKb + \log \frac{[\text{الملح}]}{[\text{القاعدة}]} \qquad -\log$$

مثال 3 - 9 احسب تركيز $\left[H^+\right]$ و PH لمحلول مكون من 0.1 M حامض الخليك و 0.2 M من خلات الصوديوم علما إن $Ka = 1.8 \times 10^{-5}$

الحل

محلول منظم (بفر) حامض ضعيف+ملحه

$$\left[H^+\right] = Ka \times \frac{[\text{الحامض}]}{[\text{الملح}]}$$

$$\left[H^+\right] = 1.8 \times 10^{-5} \times \frac{[0.1]}{[0.2]}$$

$$\left[H^+\right] = \overset{9}{\cancel{18}} \times 10^{-6} \times \frac{1}{\cancel{2}}$$

$$\left[H^+\right] = 9 \times 10^{-6}$$

$\log 1.8 = 0.26$

$\log 2 = 0.3$

ومن هنا يتم حساب PH و PH للمزيج المكون من حامض ضعيف + ملحة وحسب العلاقة من الممكن حساب PH من PH لكن بوجود معلومة $\log 9 = 0.96$

$$PH = -\log\left[H^+\right] \Rightarrow PH = -\log 9 \times 10^{-6}$$

$$PH = -0.96 + 6 \Rightarrow PH = 5.04$$

وكذلك يمكن حساب PH من العلاقة التالية :-

$$PH = -\log Ka + \log \frac{[\text{الملح}]}{[\text{الحامض}]}$$

$$PH = -\log 1.8 \times 10^{-5} + \log \frac{0.2}{0.1} \Rightarrow PH = -0.26 + 5 + \log 2$$

$$PH = 4.74 + 0.3 \Rightarrow PH = \boxed{5.04}$$

اعداد :- حيدر يحيى علوان
المدرسة :- اعدادية الاندلس للبنين

سؤال واجب

500 ml من محلول حامض HCN ذو PH = 5 وله درجة تاين 5×10^{-5} ما عدد مولات سيانيد البوتاسيوم المضافة لمحلول الحامض والتي غيرت PH بمقدار 4.6

ج / n = 0.2 mole

تمرين 3 – 10

ما تركيز حامض الخليك في محلول يحوي إضافة إلى الحامض ملح خلات الصوديوم بتركيز 0.3 mole/L إذا علمت إن قيمة PH المحلول تساوي 4.31 علما ان $Ka = 1.8\times10^{-5}$

الحل

الطريقة الأولى

$$\log\ 0.37 = -0.43$$

$$PH = -\log Ka + \log \frac{[\text{الملح}]}{[\text{الحامض}]}$$

$$PH = \log 1.8\times10^{-5} + \log \frac{0.3}{X}$$

$$4.31 = -0.26 + 5 + \log \frac{0.3}{X}$$

$$4.31 = 4.74 + \log \frac{0.3}{X}$$

$$4.31 - 4.74 = \log \frac{0.3}{X}$$

$$-0.43 = \log \frac{0.3}{X}$$

$$\log^{-1} - 0.43 = \frac{0.3}{X}$$

$$\frac{0.37}{1} = \frac{0.3}{X}$$

$$X = \frac{0.3}{0.37}$$

$$X = 0.81\ M$$

الطريقة الثانية

وطريقة أخرى هي الأفضل لكن بعد إيجاد $[H^+]$ من PH حيث نحتاج $\log\ 0.69 = 5$

$$[H^+] = Ka \times \frac{[\text{الحامض}]}{[\text{الملح}]}$$

$$[H^+] = \log^{-1} - PH$$

$$[H^+] = \log^{-1} - 4.31$$

$$[H^+] = \log^{-1}[(0.69)+(-5)]$$

$$[H^+] = \log^{-1}0.69 \times \log^{-1} - 5$$

$$[H^+] = \boxed{5\times10^{-5}}$$

$$[H^+] = Ka \times \frac{[\text{الحامض}]}{[\text{الملح}]}$$

$$5\times10^{-5} = 1.8\times10^{-5}\ \frac{X}{0.3}$$

$$\frac{5\times10^{-5}}{1} = \frac{1.8\times10^{-5}\times X}{0.3}$$

$$X = \frac{5\times10^{-5}\times0.3}{1.8\times10^{-5}}$$

$$X = \frac{\overset{5}{\cancel{15}}\times \cancel{10^{-6}}}{\underset{6}{\cancel{18}}\times \cancel{10^{-6}}}$$

6	0.83
	50
	48
	20
	18

$$X = 0.83\quad M$$

مثال 3 – 10

ماذا يجب إن يكون تركيز كلوريد الامونيوم في محلول يحتوي على أمونيا بتركيز 0.1 mole لتكون قيمة PH المحلول = 9 علما إن $\log 1.8 = 0.26$ ، $PKb_{NH_3} = 4.74$

الحل

العلاقة تكتب حسب الجزء الضعيف وهو قاعدة لذلك يجب كتابة علاقة :-

$NH_4Cl + NH_3$

محلول منظم

$$POH = PKb + \log \frac{[\text{الملح}]}{[\text{القاعدة}]}$$

لدينا في صيغة السؤال PH ولكن علاقتنا خاصة بـ POH لذلك يجب تحويل = إلى POH

$$POH = 14 - PH$$
$$POH = 14 - 9$$
$$POH = 5$$

$$POH = PKb + \log \frac{[\text{الملح}]}{[\text{القاعدة}]}$$

$$5 = 4.74 + \log \frac{[X]}{0.1}$$

$$5 - 4.74 = \log \frac{[X]}{0.1}$$

$$0.26 = \log \frac{[X]}{0.1}$$

عندما يتحول $\log$ من طرف إلى أخر يصبح $\log^{-1}$

$$\log^{-1} 0.26 = \frac{[X]}{0.1}$$

$$\frac{1.8}{1} = \frac{X}{0.1}$$

$$X = 1.8 \times 0.1$$

$$X = 0.18 \quad mole/l$$

رحلة التفوق في السادس
عطاء بلا حدود
A.M.Z

اعداد وترتيب الأستاذ : حيدر يحيى علوان

تمرين 3 – 9

احسب قيمة الأس الهيدروجيني PH لمحلول يحتوي على NH_3 بتركيز 0.15 M وكلوريد الامونيوم NH_4Cl بتركيز 0.3 وقارن النتيجة مع قيمة PH محلول الامونيا ذي التركيز 0.15 M علما إن

$\ell og\ 1.6 = 0.22 \quad \ell og\ 2 = 0.3 \quad PK_b = 4.74$

الحل

لدينا محلولان الأول هو محلول منظم مكون من قاعدة ضعيفة + ملحها

لان الضعيف هو قاعدة مزج مع ملحه ليكون محلول منظم

نحسب من خلالها POH

$NH_4Cl + NH_3$

0.3   0.15

محلول منظم

$$POH = PKb + \ell og \frac{[\text{الملح}]}{[\text{القاعدة}]}$$

$$POH = 4.74 + \ell og \frac{0.30}{0.15}$$

$$POH = 4.74 + \ell og\ 2$$

$$POH = 4.74 + 0.30$$

$$POH = 5.04 \Rightarrow \boxed{PH = 14 - POH}$$

$$PH = 14 - 5.04$$

$$PH = \boxed{8.96}$$

المحلول الثاني قاعدة ضعيفة لوحدها

NH_3 قاعدة ضعيفة

$$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$$

0.15		0	0
0.15		X	X

$$Ka = \frac{X^2}{0.15}$$

علما أن $\sqrt{2.7} = 1.6$

$$X^2 = 1.8 \times 10^{-5} \times 15 \times 10^{-5} \Rightarrow X^2 = 2.7 \times 10^{-6} \Rightarrow X = 1.6 \times 10^{-3}$$

يمثل تركيز $[OH^-]$

$$POH = -\ell og\ [OH^-] \Rightarrow POH = -\ell og\ 1.6 \times 10^{-3}$$

$$POH = -0.22 + 3 \Rightarrow POH = 2.78 \Rightarrow PH = 14 - POH$$

$$PH = 14 - 2.78$$

$$PH = \boxed{11.22}$$

محاليل منظمة مضاف إليها الالكتروليت قوي حامض أو قاعدة

HCl حامض قوي

لتر من محلول منظم

حامض ضعيف + ملحة القاعدي

PH = ؟

لان الجزء الضعيف حامضي نحسب

$$PH = PKa + \log \frac{[\text{الملح}] - HCl}{[\text{الحامض}] + HCl}$$

حامض مع حامض

NaOH قاعدة قوية

لتر من محلول منظم

حامض ضعيف + ملحة القاعدي

PH = ؟

$$PH = PKa + \log \frac{[\text{الملح}] + NaOH}{[\text{الحامض}] - NaOH}$$

$Ca(OH)_2$ قاعدة قوية ثنائية الهيدروكسيد

لتر من محلول منظم

قاعدة ضعيفة + ملحة الحامضي

ثنائي الهيدروكسيد

لأنها قاعدة ضعيفة نحسب

$$POH = PKb + \log \frac{[\text{الملح}] - 2[OH^-]}{[\text{القاعدة}] + 2[OH^-]}$$

قاعدة مع قاعدة

H_2SO_4 حامض قوي ثنائي البروتون

لتر من محلول منظم

قاعدة ضعيفة + ملحة الحامضي

ثنائي البروتون

$$POH = PKb + \log \frac{[\text{الملح}] + 2[H^+]}{[\text{القاعدة}] - 2[H^+]}$$

مثال 3 – 11

احسب قيمة الأس الهيدروجيني PH بعد إضافة 1 ml من محلول حامض الهيدروكلوريك بتركيز 10 M إلى لتر من محلول بفر مكون من حامض الخليك بتركيز 0.1 M وخلات الصوديوم 0.1 M علما إن

$PK_a = 4.74 \qquad \log 0.818 = -0.087$

الحل

هنا في هذا السؤال نجد ثلاث مواد في إناء تفاعل واحد والمواد هي محلول منظم مكون من :-

حامض الخليك(المادة الأولى) + خلات الصوديوم(المادة الثانية) ثم أضفنا (مادة ثالثة) وهي الالكتروليت القوي حامض **HCl**

ولدينا علاقة تخص هذه المواد الثلاث وهي :-

$$PH = PKa + \log \frac{[\text{الملح}] - [\text{HCl القوي}]}{[\text{الحامض}] + [\text{HCl القوي}]}$$

الالكتروليت HCl قوي

محلول منظم مكون من

$CH_3COONa + CH_3COOH$

حامض + ملح

لكون الحامض ضعيف نكتب علاقة

ملاحظة :- إذا كان الالكتروليت القوي في صيغ السؤال له حجم وتركيز قبل ان يضاف الى المحلول نعمل هنا قانون التخفيف له كما يلي :-

$$M_1V_1 = M_2V_2 \quad \Rightarrow \quad 10M \times 1mole = M_2 \times 1mole$$

$$M_2 = \frac{10}{1000} \quad \Rightarrow \quad M_2 = 0.01 \text{ M}$$

$$PH = 4.74 + \log \frac{[0.10] - [0.01]}{[0.10] + [0.01]}$$

$$PH = 4.74 + \log \frac{0.09}{0.11}$$

$$PH = 4.74 + \log 0.818$$

$$PH = 4.74 + (-0.087)$$

$$PH = \boxed{4.653}$$

سؤال خارجي

احسب قيمة PH **أ –** لتر من محلول بفر من حامض الخليك بتركيز 0.1M وخلات الصوديوم بتركيز 0.1 M **ب –** لنفس المحلول ولكن بعد إضافة 2 ml من محلول هيدروكسيد الصوديوم بتركيز 5 M ، ثم احسب مقدار التغير الحاصل في قيمة PH وناقش النتيجة ؟ علما ان $PK_a = 4.74$ $\log 1.22 = 0.09$

الحل

(أ)

محلول بفر

حامض الخليك + خلات الصوديوم

0.1 M 0.1 M

$$PH = PKa + \log \frac{[\text{الملح}]}{[\text{الحامض}]}$$

$$PH = 4.74 + \log \frac{0.1}{0.1}$$

$$PH = 4.74 + \log 1 \Rightarrow PH = 4.74 + 0 \Rightarrow PH = \boxed{4.74}$$

(ب)

محلول بفر مضاف إليه الالكتروليت قوي

NaOH
2ml
5 M

نعمل هنا قانون التخفيف للقاعدة القوية

نعمل على تطبيق PH لثلاث مواد وهي حامض ضعيف + ملحها + الالكتروليت القوي

$$M_1V_1 = M_2V_2$$

$$5\ M \times 2\ mol = M_2 \times 1000$$

$$M_2 = \frac{10}{1000} \Rightarrow M_2 = 0.01\ M$$

$$PH = PKa + \log \frac{[\text{الملح}] + [NaOH]}{[\text{الحامض}] - [NaOH]}$$

غير متجانسان

$$PH = PKa + \log \frac{[0.10] + [0.01]}{[0.10] - [0.01]}$$

$$PH = 4.74 + \log \frac{0.11}{0.09} \Rightarrow PH = 4.74 + \log 1.22$$

$$PH = 4.74 + 0.09 \Rightarrow PH = 4.83$$

$$\Delta PH = 0.09$$

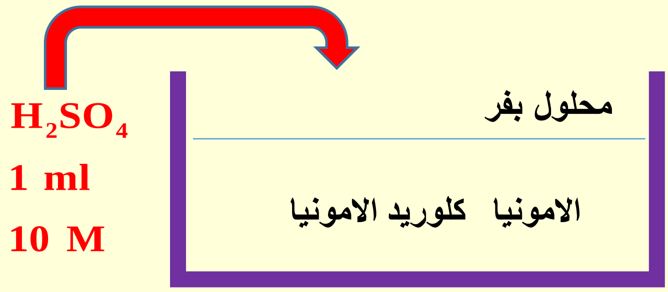
حيث ازدادت قيمة PH ولمقدار قليل بسبب إضافة قاعدة قوية والمقدار القليل سببه هو إن المحلول المنظم يعمل على الحفاظ على قيمة PH من التغيير ، وإذا تغير يكون مقدار التغير قليل جدا وهذه هي صفات المحلول المنظم

تمرين 3 – 11

احسب قيمة الاس الهيدروجين PH لـ أ ـ لتر من محلول بفر مكون من الامونيا بتركيز 0.1 M وكلوريد الامونيوم بتركيز 0.1 M ب ـ لنفس محلول بفر لكن بعد إضافة 1 ml من محلول حامض الكبريتيك بتركيز 10 M ثم احسب مقدار التغير الحاصل في قيمة PH وناقش النتيجة علما ان $PK_b = 4.74$

الحل

أ) ـ محلول بفر



$$POH = PKa + \log \frac{[\text{الملح}]}{[\text{القاعدة}]}$$

$$POH = 4.74 + \log \frac{0.1}{0.1}$$

$$POH = 4.74 + \log 1$$

$$POH = 4.74 + 0$$

$$PH = 14 - 4.74$$

$$PH = 9.26$$

ب ـ بفر بإضافة الالكتروليت قوي

$$POH = PKa + \log \frac{[\text{الملح}] + 2[H^+]}{[\text{القاعدة}] - 2[H^+]}$$

نعمل قانون التخفيف لحامض الكبريتيك

$$M_1 V_1 = M_2 V_2 \quad (H_2SO_4 \quad H_2SO_4)$$

$$10 \times 1 = M_2 \times 1000$$

$$M_2 = \frac{10}{1000}$$

$$M_2 = 0.01$$

$$POH = 4.74 + \log \frac{0.1 + \boxed{2}[0.01]}{0.1 - \boxed{2}[0.01]}$$

$$POH = 4.74 + \log \frac{0.10 + 0.02}{0.10 - 0.02}$$

$$POH = 4.74 + \log \frac{0.12}{0.08} \quad \left(\frac{3}{2}\right)$$

$$POH = 4.74 + \log 1.5$$

$$POH = 4.74 + 0.17 = 4.91$$

$$PH = 14 - 4.91$$

$$PH = 9.1$$

وأخيرا نجد قيمة التغير في PH

$$\triangle PH = PH_2 - PH_1$$

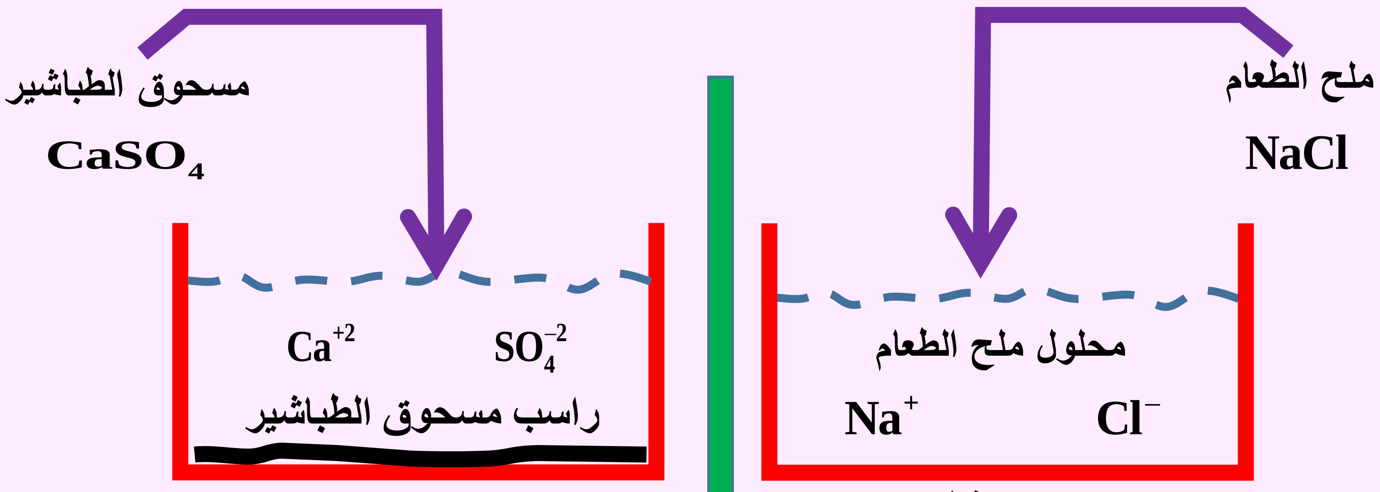
$$\triangle PH = 9.1 - 9.26$$

$$\triangle PH = -0.16$$

مقدار التغير في السالب لان قيمة 0.1 M قلت بسب إضافة حامض قوي الى محلول بفر المكون من قاعدة ضعيفة وملحها

اعداد :- حيدر يحيى علوان
المدرسة :- اعدادية الاندلس للبنين

الاملاح الشحيحة الذوبان
وثابت حاصل الذوبان



$$NaCl \xrightarrow[\text{تام}]{\text{تفكك}} Na^{+} + Cl^{-}$$

ملح تام الذوبان

$$CaSO_4 \underset{\text{غير تام}}{\overset{\text{تفكك}}{\rightleftharpoons}} Ca^{+2} + SO_4^{-2}$$

ملح شحيح الذوبان يتخلف عنده راسب

ثابت حاصل الذوبان (K_{SP}) :-

وهو ثابت التوازن ألايوني للملح الشحيح ويساوي حاصل ضرب تراكيز النواتج على المتفاعلات كل منها مرفوع إلى أس يمثل عدد مولات تلك المادة وبما إن المادة المتفاعلة صلبة حيث تركيزها =1 أي لا يؤثر في حسابات ثابت K_{SP} لذلك فان معادلة التأين للملح الشحيح يوخذ النواتج فقط في حسابات التأين وكما يلي :-

$$Ba(IO_3)^2 \rightleftharpoons Ba^{+2} + 2IO_3^-$$

$$K_{SP} = [Ba^{+2}][IO_3^-]^2$$

ملاحظات

1- يجب أن تكون الذوبانية بدلاله المولارية فإذا أعطيت بدلالة g/L نقسمها بالكتلة المولية لتتحول إلى mole/L أو المولارية كما في المثال رقم (17 – 3) والمثال رقم (18 – 3)

2- بعض الأحيان يراد منها بالسؤال حسابها بدلالة g/L وهي بالمولارية أو mole/L نعمل على ضرب المولارية بكتلة المولية أي عكس الفقرة رقم 1 كما في تمرين رقم (17– 3)

3- تعطى الذوبانية المولارية في السؤال لذا عليك إن تعطيها للايون ذات المول الواحد كما في المعادلة أعلاه حيث تعطى لايون Ba إما ايون IO_3 فانه يضرب في عدد مولاته وهي (2) كما في تمرين رقم (16– 3)

4- أما إذا اعطئ لنا تركيز مادة موجودة في معادلة التفاعل فان تركيزها يوضع كما هو حتى لو كان عدد مولاته أكثر من واحد لأنه محسوب مسبقا كما في مثال رقم (19– 3)

مثال 3 - 12

ما هي الذوبانية المولارية لملح كبريتات الرصاص اذا علمت ان ثابت حاصل الذوبان لهذا الملح $K_{SP} = 1.6\times10^{-8}$ علما ان $\sqrt{1.6} = 1.26$

الحل

$$PbSO_4 \rightleftharpoons Pb^{+2} + SO_4^{-2}$$

$$\qquad\qquad S \qquad\quad S$$

$$K_{SP} = [Pb^{+2}][SO_4^{-2}]$$

$$1.6\times10^{-8} = S * S$$

$$S^2 = 1.6\times10^{-8} \qquad \sqrt{}$$

$$S = 1.26\times10^{-4} \quad mole/L$$

1. نكتب أولا معادلة تفكك الملح الشحيح وهو في حالة توازن مع ايونات الموجبة والسالبة
2. يعتبر هذا الملح شحيح والدليل له ثابت حاصل ذوبان ويطلب منا (الذوبانية المولارية)
3. نرمز الذوبانية المولارية بالرمز S لكل ايون وحسب عدد مولات تلك الايون
4. ثابت حاصل الذوبان K_SP تعوض النواتج فقط لان المتفاعلات مادة صلبة لا تدخل في حسابات الثابت

مثال 3 - 13

احسب قيمة ثابت حاصل الإذابة (K_{SP}) لملح كبريتات الباريوم اذا علمت أن لتر واحد من محلوله المائي المشبع يحوي g 0.0025 من الملح الذائب كتلته المولية g/mole 233

الحل

$$BaSO_4 \rightleftharpoons Ba^{+2} + SO_4^{-2}$$

$$\qquad 1.1\times10^{-5} \qquad 1.1\times10^{-5}$$

$$K_{SP} = (1.1\times10^{-5})(1.1\times10^{-5})$$

$$K_{SP} = (1.1\times10^{-5})^2$$

$$K_{SP} = 1.21\times10^{-10}$$

1. دائما وفي هذا الفصل عليك كتابة المعادلة للتأين الملح الشحيح
2. أنت تعلم نحن نتعامل بالتركيز المولاري لأنه يمثل الذوبانية بدلالة المولارية أو mole/l لذلك نقسم عدد الغرامات على الكتلة المولية المعطاة في السؤال أو أيجدها من الكتل الذرية للعناصر المكونة للملح

عدد المولات $n = \frac{m}{M} \Rightarrow \frac{25\times10^{-4}}{233}$

التركيز المولاري $M = \frac{1.1\times10^{-5}}{1\ L}$ لتر

تمرين 3 - 12

اذا علمت ان لتر واحدا من المحلول المشبع لكرومات الفضة M = 332 يحوي 0.0215 g من الملح احسب ثابت حاصل الذوبان لهذا الملح

الحل

$$Ag_2CrO_4 \rightleftharpoons 2Ag^{+} + CrO_4^{-2}$$

$$2\left(6.47\times10^{-5}\right) \qquad \left(6.47\times10^{-5}\right)$$

12.94×10^{-5}

1. أولا يتم تحويل الغرامات إلى ذوبانه مولاريه وذلك بالقسمة على الكتلة المولية معروفا مسبقا
2. تعطى الذوبانية المولارية للمول الواحد من الايونات الناتجة فقط أي تعطى هنا للكرومات

$$n = \frac{215\times10^{-4}}{332} \Rightarrow n = 6.47\times10^{-5}\ mole$$

$$M = \frac{6.47\times10^{-5}}{1\ \ L} \Rightarrow M = 6.47\times10^{-5}$$

$$K_{SP} = \left[12.94\times10^{-5}\right]^2\left[6.47\times10^{-5}\right]$$

$$K_{SP} = 1083.3\times10^{-15}$$

$$K_{SP} = 1.08\times10^{-12}$$

تمرين 3 - 13

احسب الذوبانية المولارية والذوبانية بدلالة (g / L) لملح كلوريد الفضة AgCl (M= 143.5 g / mole) في محلوله عند حالة الاتزان ، إذا علمت أن $K_{sp}(AgCl)=1.8\times10^{-10}$

الحل

$$AgCl_{(S)} \rightleftharpoons Ag^{+}_{(aq)} + Cl^{-}_{(S)}$$

$$S \qquad 2S$$

$$Ksp = S^2$$

$$1.8\times10^{-10} = S^2 \qquad \sqrt{\ }$$

$$S = 1.2\times10^{-5}\ M \quad mol/L$$

تعني الذوبانية المولارية في الماء فقط

$$S_{mol/L} = \frac{{}^{?}S_{g/L}}{M_{AgCl}}$$

$$S_{g/L} = 1.2\times10^{-5}\times143.5$$

$$S_{g/L} = 17220\times10^{-7}\ g/L$$

مثال 3 - 14

إذا علمت إن تركيز ايون الفلوريد $[F]$ في المحلول $= 2\times10^{-2}M$ احسب أدنى تركيز من ايون الكالسيوم يكون لازما وجودة في المحلول لبدء ترسيب ملح فلوريد الكالسيوم علما إن $K_{SP} = 4.9\times10^{-11}$

الحل

تركيز ايون الفلوريد معطى في السؤال فيكتب في المعادلة التفاعل كما هو بدون الضرب x2 لأنه لا يمثل الذوبانية بالمعنى الدقيق

$$CaF_2 \rightleftharpoons Ca^{+2} + 2F^-$$

$$y \qquad 2\times10^{-2}$$

$$K_SP = [Ca^{+2}][F^-]^2 \rightarrow K_SP = [y][2\times10^{-2}]^2$$

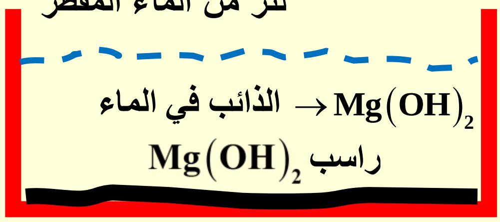
$$4.9\times10^{-11} = [y][2\times10^{-2}]^2 \rightarrow y = \frac{4.9\times10^{-11}}{4\times10^{-4}} \Rightarrow y = 1.23\times10^{-7}$$

سؤال خارجي

اذيب غرام واحد من $Mg(OH)_2$ في لتر من الماء المقطر فوجد ان وزن الراسب g 0.9942 فاذا كانت الكتلة المولية للمركب تساوي 58 فما هي K_{SP} للمركب

الحل

لتر من الماء المقطر



$$Mg(OH)_2 \rightleftharpoons Mg^{+2} + 2OH^{-1}$$

وزن المركب الكلي = وزن الراسب + وزن الذائب في لتر من الماء

وزن الذائب في لتر من الماء= وزن المركب الكلي – وزن الراسب

وزن الذائب عدد الغرامات = 1.0000 – 0.9942

لا نتعامل بها لذلك نقسمها على الكتلة المولية لا جل الحصول على الذوبانية المولارية

$$M = \frac{58\times10^{-4}}{58} \Rightarrow M = 1\times10^{-4} \quad mole/L$$

$$Mg(OH)_2 \rightleftharpoons Mg^{+2} + 2OH^{-1}$$

$$1\times10^{-4} \qquad 2\times1\times10^{-4}$$

$$K_{SP} = [1\times10^{-4}][2\times10^{-4}]^2 \rightarrow K_{SP} = 4\times10^{-12}$$

سؤال واجب اذيب 0.62 g من MgF_2 في لتر من الماء المقطر K_{SP} له يساوي 4×10^{-9} وان الكتلة المولية للملح يساوي 62 g/mole احسب عدد مولات الملح الغير ذائبة (المترسبة) **الجواب 0.009 mole**

سؤال واجب الذوبانية المولارية لكبريتات الحديديك تساوي $1\times10^{-5}M$ احسب K_{SP} للملح **الجواب 108×10^{-25}**

العوامل المؤثرة على الذوبانية

أولا : تاثير درجة الحرارة

سبق أن تمت الاشارة الى أن عملية ذوبان أي مادة تصاحبها امتصاص طاقة للتغلب على قوى الترابط بين مكونات المادة المذابة والتي تحصل عليها من انتشار و تميؤ مكونات المادة بعدد التفكك(التأين) في الوسط المائي ما يؤدي في معظم الاحيان الى ارتفاع او انخفاض في درجة حرارة المحلول تبعا للفرق بين الطاقة الممتصة والطاقة المتحررة (راجع فصل الثرمو داينمك) وفي الواقع العملي، تزداد ذوبانية معظم المواد شحيحة الذوبان بزيادة درجة الحرارة ولكن يختلف مقدار هذه الزيادة من مادة الى اخرى.

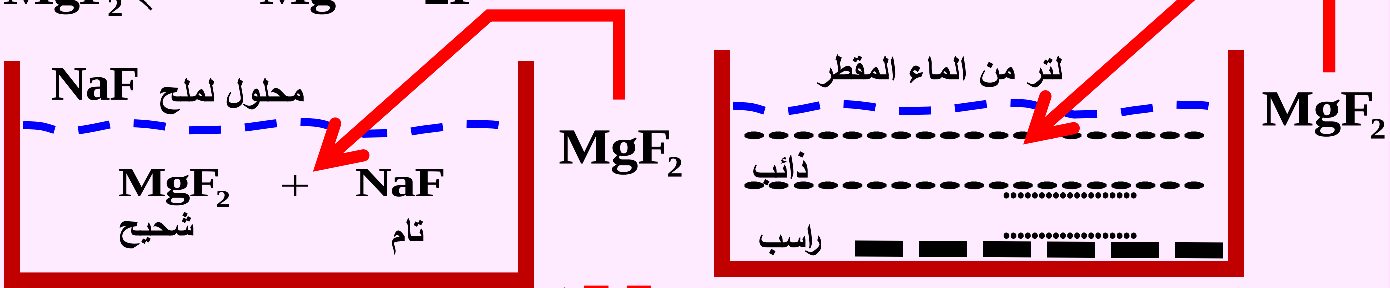
العوامل المؤثرة على الذوبانية

ثانيا : تأثير الايون المشترك

كما سبق أن تعلمنا، انه يمكن الاستفادة من قاعدة لو شاتليه لاستنتاج ان ذوبانية اي الكتروليت ضعيف(مثل الملح شحيح الذوبان) تنخفض عند وجود زيادة من ايونات مشتركة لهذه المادة في المحلول، ويمكن من الناحية العملية الاستفادة من هذه الظاهرة في التحكم بعملية ذوبان الرواسب (المواد شحيحة الذوبان).

ملاحظة : بعض الأحيان يأتي صيغة السؤال لملح شحيح في الماء إي يضاف إلى الماء ثم يضاف إلى محلول أخر لملح تام الذوبان يشترك معه في احد الايونات مثلا :- يضاف ملح فلوريد المغنسيوم في الماء لإيجاد قابلية ذوبانه ثم يضاف نفس الملح الشحيح في محلول تام مثل فلوريد الصوديوم كما في المعادلات التالية

$$MgF_2 \rightleftharpoons Mg^{+2} + 2F^-$$



$$MgF_2 \rightleftharpoons Mg^{+2} + 2F^-$$
$$NaF \rightarrow Na^+ + F^-$$

ايون مشترك

حيث إن الملح الشحيح في محلوله المشبع أي في الماء تكون قابلية ذوبانه اعلى وتكون معادلة التفكك الأيوني لملح الشحيح لوحدة • أما أن الملح الشحيح في محلول لملح تام الذي يشترك معه في ايون مشترك تكون قابلية ذوبانه اقل بسبب وجود الايون المشترك الذي يعمل على زيادة احد الايونات وبذلك ينحرف التفاعل نحو الخلف لتقليل من ذلك الايون المشترك وبالتالي يزيد من تكوين الراسب ويقلل من قابلية الذوبان حسب قاعدة (لي – شاتليه) إما بالنسبة لتفاصيل حل بعض الأسئلة سيذكر لاحقا إن شاء الله

مثال 3 - 15

ما هي الذوبانية المولارية لملح يودات الباريوم $Ba(IO_3)_2$ ($Ksp=1.57 \times 10^{-9}$)

أ – في الماء النقي ب – في محلول يودات البوتاسيوم KIO_3 بتركيز $0.02\ M$ ؟ ثم قارن النتائج .

الحل

(أ) نفرض ان S = الذوبانية المولارية لملح $0.02M$ في الماء النقي

$$Ba(IO_3)_{2(S)} \rightleftharpoons Ba^{+2}_{(aq)} + 2IO^-_{3(aq)}$$

SM SM 2SM

وبحل المعادلة لإيجاد قيمة S (الذوبانية المولارية) ينتج

$$K_SP = \left[Ba^{+2}\right]\left[IO_3^-\right]^2 = (S)(2S)^2 = 1.57 \times 10^{-9}$$

$$\sqrt[3]{0.39} = 0.73$$

$$S = 7.3 \times 10^{-4} mol/L$$

وهذا يعني ان الذوبانية المولارية لملح $0.02M$ في الماء النقي تساوي $7.3 \times 10^{-4} M$

(ب) يعتبر ملح KIO_3 الكتروليت قوي يتفكك بشكل تام لذلك فان تركيز ايون IO_3^- في محلوله المائي يحسب كالاتي

$$KIO_{3(S)} \rightleftharpoons K^+_{(aq)} + IO^-_{3(aq)}$$

0.02M 0.02M 0.02M

نفرض ان y = الذوبانية المولارية لملح $Ba(IO_3)_2$ في محلول KIO_3 الذي تركيزه $0.02M$

$$Ba(IO_3)_{2(S)} \rightleftharpoons Ba^{+2}_{(aq)} + 2IO^-_{3(aq)}$$

yM yM 2yM

وبما ان ايون IO_3^- هو ايون مشترك، لذلك فان تركيزه في المحلول $\left[IO_3^-\right]$ يساوي حاصل جمع $0.02\ mol/L$ (تركيزه الناتج من التفكك التام لملح KIO_3 و $2y\ mol/L$ (التركيز الناتج من التفكك الجزئي لملح $Ba(IO_3)_2$)، اي يساوي $(0.02+2y)\ mol/L$ لذلك :

$$K_{SP} = \left[Ba^{+2}\right]\left[IO_3^-\right]^2 = (y)(0.02+2y)^2 = 1.57 \times 10^{-9}$$

ولتبسيط حل هذه المعادلة لايجاد قيمة y يمكن افتراض ان كمية ايون IO_3^- في المحلول الناتجة من تفكك ملح $Ba(IO_3)_2$ شحيح الذوبان هي صغيرة جدا مقارنة مع تلك الناتجة من ذوبان KIO_3 (خصوصا مع وجود تاثير للايون المشترك)اي ان $2y << 0.02$ لذلك فان $(0.02+2y) \approx 0.02\ mol/L$

$$K_{SP} = \left[Ba^{+2}\right]\left[IO_3^-\right]^2 = (y)(0.02)^2 = 1.57 \times 10^{-9} \Rightarrow y = \frac{1.57 \times 10^{-9}}{4 \times 10^{-4}} \Rightarrow 0.39 \times 10^{-5}$$

$$y = 3.9 \times 10^{-6} mol/L$$

يلاحظ من النتائج، ان ذوبانية ملح $Ba(IO_3)_2$ في الماء المقطر اكبر بكثير مما هي عليه في محلول KIO_3 (اي بوجود الايون المشترك) ويمكن حساب نسبة ذوبانية هذا الملح في الوسطين المائيين المختلفين كالاتي:

$$\frac{\text{الذوبانية المولارية في الماء النقي}}{\text{الذوبانية المولارية في محلول يودات البوتاسيوم}} = \frac{7.3 \times 10^{-4} mol/L}{3.9 \times 10^{-6} mol/L} \approx \frac{187}{1}$$

اي ان الذوبانية المولارية لملح $Ba(IO_3)_2$ في محلول يودات البوتاسيوم KIO_3 الذي تركيزه $0.02\ mol/L$ هي اقل تقريبا بمقدار 187 مرة من ذوبانيته في الماء النقي

اعداد :- حيدر يحيى علوان
المدرسة :- اعدادية الاندلس للبنين

تمرين 3 - 15

قيمة ثابت حاصل الذوبان لملح فلوريد المغنسيوم $K_{SP} = 6.5\times10^{-9}$

أ – احسب الذوبانية المولارية لهذا الملح في الماء النقي

ب – احسب الذوبانية المولارية لهذا الملح في محلول فلوريد الصوديوم NaF (الالكترويت القوي) بتركيز 0.1 M

الحل أ

نذكر تفاصيل معادلة تفكك الملح الشحيح في الماء إي تفكك الملح الشحيح لوحدة

$$MgF_2 \rightleftharpoons \underset{S}{Mg^{+2}} + \underset{2S}{2F^-}$$

$$K_{SP} = S\times(2S)^2$$

$$6.5\times10^{-9} = S\times4S^2$$

$$4S^3 = 6.5\times10^{-9}$$

$$S^3 = \frac{6.5\times10^{-9}}{4}$$

$$S^3 = 1.625\times10^{-9} \Rightarrow \sqrt[3]{\ }$$

$$\sqrt[3]{1.625} = 1.18$$

$$S = 1.18\times10^{-3}$$ قابلية الذوبان في الماء

الحل ب

١. نذكر تفاصيل معادلة الملح الشحيح في محلول NaF التام الذوبان

٢. حيث أن الايون المشترك دائما نهمل فيه تركيز الايون القادم من الملح الشحيح ونأخذ تركيز للملح التام فقط

$$MgF_2 \rightleftharpoons \underset{y}{Mg^{+2}} + \underset{2y}{2F^-}$$

$$NaF \rightarrow Na^+ + \underset{0.1}{F^-}$$

$$K_{SP} = (y)(2y + 0.1)^2$$

ايون مشترك – 2y يهمل لصغره

$$6.5\times10^{-9} = (y)(0.1)^2$$

$$y = \frac{6.5\times10^{-9}}{0.01}$$

$$y = 6.5\times10^{-7}$$ الذوبانية المولارية للملح الشحيح مع الملح التام

حيث قلت بمقدار كبير بسبب وجود الايون المشترك حيث أن الايون المشترك يعمل على زيادة تركيز الايونات الملح الشحيح والذي اشترك مع الملح التام وهو ايون الفلوريد F^- مما يجعل اتجاه سير التفاعل نحو الخلف لتقليل من الإضافة الحاصلة لايون F^- وبالتالي يزيد من تكوين راسب MgF_2 ويعمل على تقليل قابلية الذوبان حسب قاعدة لي – شاتليه

العوامل المؤثرة على الذوبانية

ثالثا: تأثير الاس الهيدروجيني

تعتمد ذوبانية الكثير من المواد على تركيز ايون H^+ في المحلول، ومن اهم تلك المواد هي التي يشكل ايون الهيدروجين او ايون الهيدروكسيد احد مكوناتها مثل هيدروكسيد المغنيسيوم $Mg(OH)_2$ حيث يتغير مقدار ذوبانية هذه المواد مع تغير قيمة PH للمحلول ومن خلال تأثير الايون المشترك

$$Mg(OH)_{2(S)} \rightleftharpoons Mg^{+2}_{(eq)} + 2OH^-_{(eq)}$$

فإضافة حامض(زيادة تركيز ايون H^+) الى المحلول المشبع لهذا المركب يؤدي الى اتحاد ايونات H^+ مع ايونات الهيدروكسيد لتكوين جزيئات الماء وهذا يؤدي الى اختلال في عملية الاتزان الممثلة بالمعادلة السابقة، ولتعويض النقص الحاصل في ايونات OH^- تتفكك مزيد من جزيئات المركب (أي زيادة ذوبانيته). اما عند اضافة قاعدة (ايونات OH^-) الى المحلول المتزن لهذا المركب فان ذلك يؤدي الى تقليل الذوبانية من خلال تأثير الايون المشترك

مثال 3 - 16

احسب الذوبانية المولارية لهيدروكسيد المغنيسيوم ($K_{sp} = 1.8 \times 10^{-11}$) في محلول مائي ثبتت درجة حموضته عند $PH = 10.5$. علما $Log\ 3 = 0.5$

الحل

هنا يتم إيجاد $[OH^-]$ ثم نوجد الذوبانية المولارية من خلال قانون K_{sp}

$$Mg(OH)_{2(S)} \rightleftharpoons Mg^{+2}_{(aq)} + 2OH^-_{(aq)}$$

	Mg^{+2}	$2OH^-$
	S	2S
		3×10^{-4}

$$POH = 14 - PH$$
$$POH = 14 - 10.5$$
$$POH = 3.5$$
$$[OH^-] = 10^{-POH} \Rightarrow [OH^-] = 10^{-3.5+4-4}$$
$$[OH^-] = 10^{0.5}\times10^{-4} \Rightarrow [OH^-] = 3\times10^{-4}\ M$$
$$K_{SP} = 9\times10^{-8}\times S \Rightarrow 1.8\times10^{-11} = 9\times10^{-8}\times S$$
$$S = \frac{18\times10^{-12}}{9\times10^{-8}} \Rightarrow S = 2\times10^{-4} M$$

تعني الذوبانية المولارية بالوسط القاعدي

تمرين 3 -16

(وزاري ٢٠١٣ دور ثاني) احسب ذوبانيه هيدروكسيد الخارصين في محلول ثبتت حامضية عند أ- $PH = 6$

ب- $PH = 9$ إذا علمت إن $K_{SP\,Zn(OH)_2} = 1.2\times10^{-17}$ ثم ناقش النتائج

الحل أ

$$[H^+] = 10^{-6}M$$

$$[OH^-] = \frac{Kw}{[H^+]} \Rightarrow \frac{10^{-14}}{10^{-6}} \Rightarrow [OH^-] = 10^{-8}$$

$$Zn(OH)_2 \rightleftharpoons Zn^{+2} + 2OH^-$$

$$y \qquad 10^{-8}$$

$$K_{SP} = [Zn^{+2}][OH^-]^2$$

$$1.2\times10^{-17} = y*(10^{-8})^2$$

$$y = \frac{1.2\times10^{-17}}{1\times10^{-16}} \Rightarrow y = 0.12 \quad M$$

تركيز الخارصين وهو ما يمثل الذوبانية المولارية عند $PH = 6$

الحل ب

$$[H^+] = 10^{-PH} \Rightarrow [H^+] = 10^{-9}$$

$$[OH^-] = \frac{Kw}{[H^+]} \Rightarrow \frac{1\times10^{-14}}{1\times10^{-9}} \Rightarrow [OH^-] = 10^{-5}$$

$$Zn(OH)_2 \rightleftharpoons Zn^{+2} + 2OH^-$$

$$y \qquad 10^{-5}$$

$$K_{SP} = [y][10^{-5}]^2$$

$$y = \frac{1.2\times10^{-17}}{(10^{-5})^2} \Rightarrow y = 0.12\times10^{-6} \quad M$$

حيث يلاحظ إن قابلية الذوبان تعتمد بشكل كبير على PH حيث عندما كان $PH = 6$ كانت الذوبانية 0.12 M ولكنها قلت بشكل كبير عندما كانت $PH = 9$ حيث أصبحت 0.12×10^{-6} حيث قلت بمقدار مليون مرة

تمرين 3 - 14

وزاري ٢٠١٤ دور ثاني ما هي اقل دالة حامضية PH لمحلول يحتوي ايون الحديد III بتركيز يساوي 2×10^{-10} التي اذا تم الوصول اليها او تجاوزها يبدا راسب هيدروكسيد الحديد III بالظهور في المحلول علما ان K_{SP} لهيدروكسيد الحديد III تساوي 5×10^{-38} علما ان $\sqrt[3]{250}=6.3$

الحل

$\ell og\ 6.3 = 0.8$

$$Fe(OH)_3 \rightleftharpoons \underset{2\times10^{-10}}{Fe^{+3}} + 3\underset{(y)}{OH^-}$$

$$K_{SP} = [Fe^{+3}]\,[OH^-]^3$$

$$5\times10^{-38} = 2\times10^{-10} * y^3$$

$$\therefore\ y^3 = \frac{5\times10^{-38}}{2\times10^{-10}}$$

25×10^{-29} يعني 2.5×10^{-28} ويمكن جعلها 250×10^{-30} لأجل ان تساوي المعلومة في السؤال

$$y^3 = 2.5\times10^{-28}$$

$$y^3 = 250\times10^{-30}$$

لجعل الاس يقبل القسمة على 3 ليسهل اخذ الجذر الثالث

$$y = 6.3\times10^{-10}$$

$y \Rightarrow [OH]$ تمثل ايون الهيدروكسيد

$$\therefore\ POH = -\ell og[OH^-]$$

$$POH = -\ell og\ 6.3\times10^{-10}$$

$\ell og\ 6.3 = 0.8$

$$POH = -0.8 + 10$$

$$POH = 9.2$$

$$\therefore\ PH = 14 - 9.2$$

$$PH = 4.8$$

حل السؤال بطريقة أخرى بالنسبة لإيجاد PH

$\ell og\ 1.58 = 0.2$ اذا جاءت معلومة في السؤال

$$y = [OH] = 6.3\times10^{-10}$$

$$[H^+] = \frac{1\times10^{-10}}{[OH^-]}$$

يكون الحل كالاتي نستخرج قيمة $[H^+]$ من $[OH^-]$ وبعد استخراج $[H^+]$ نحسب PH

$$[H^+] = \frac{1\times10^{-14}}{6.3\times10^{-10}}$$

$\ell og\ 1.58 = 0.2$

$$[H^+] = 0.158\times10^{-4}$$

$$[H^+] = 158\times10^{-7}$$

اجعل الرقم الموجود في صيغة السؤال

$$PH = -\ell og\ [H^+]$$

$$[H^+] = 1.58\times10^{-5}$$

$$PH = -\ell og\ 1.58\times10^{-5}$$

$$\therefore\ PH = -0.2 + 5$$

$$\therefore\ PH = 4.8$$

فكرة الحاصل الأيوني في الأملاح الشحيحة الذوبان

وهي فكرة تشبه حاصل التفاعل في فصل التوازن الكيميائي حيث تعطى لنا تراكيز لايونات الملح الشحيح الذوبان وهذه التراكيز جديدة اي ليست عند الاتزان ولا تمثل قابلية الذوبان أو الذوبانية المولارية ولا يجوز التعويض عنها بثابت K_{SP} وإنما يعوض عنها بفكرة الحاصل ألايوني (إي الايونات الناتجة لتفكك الملح الشحيح) وبعد حسابها نقارنها مع قيمة K_{SP}

١- K_{SP} < (الحاصل ألايوني) اتجاه التفاعل إمامي لا يحصل ترسيب

٢- K_{SP} > (الحاصل ألايوني) اتجاه التفاعل خلفي يحصل ترسيب

٣- K_{SP} = (الحاصل ألايوني) النظام متزن لانحراف فيه

سؤال خارجي لتر من محلول مائي مشبع من MgF_2 فيه الذوبانية المولارية تساوي 1×10^{-3} M وضح هل يحصل ترسيب للملح لو إن $[Mg^{+2}] = 0.01$ M وان $[F^-] = 0.001$ M

الجواب

$$MgF_2 \rightleftharpoons Mg^{+2} + 2F^-$$

التركيز عند الاتزان: 1×10^{-3} ، 2×10^{-3}

$$K_{SP} = [Mg^{+2}][F^-]^2$$

$$K_{SP} = (1\times10^{-3})(2\times10^{-3})^2$$

$$K_{SP} = 4\times10^{-9}$$

$$MgF_2 \rightleftharpoons Mg^{+2} + 2F^-$$

التركيز الابتدائية: 0.01 ، 0.001

نعوض فيها فكرة الحاصل الأيوني

الحاصل الأيوني

$$[F^-][Mg^{+2}] = (1\times10^{-2})(1\times10^{-3})^2$$

$$[F^-][Mg^{+2}] = 1\times10^{-8}$$

الحاصل الأيوني $> K_{SP}$

1×10^{-8} ، 4×10^{-9}

بما إن الحاصل الأيوني اكبر لهذا يحصل الترسيب

سؤال 3 - 17

وزاري ٢٠١٣ دور أول إن تركيز ايون الكالسيوم $M = 40 \ g/mole$ في بلازما الدم يساوي $0.1 \ g/L$ فإذا كان تركيز ايون الاوكزالات فيه يساوي $1\times10^{-7}M$ هل تتوقع ترسيب اوكزلات الكالسيوم CaC_2O_4 علما إن $\ell og \ 2.24 = 0.36$ $PK_{SP} = 8.64$

الحل

أولا :- نجد تركيز ايون الكالسيوم من خلال $0.1 \ g/L$ والكتلة المولية له

$$[Ca^{+2}] = \frac{0.1}{40}$$

$$[Ca^{+2}] = \frac{1}{400}$$

$$[Ca^{+2}] = 2.5\times10^{-3} mole/L$$

ثانيا :- بعد إيجاد الحاصل الأيوني نقارنه مع قيمة K_{SP}

$$K_{SP} = 10^{-PK_SP}$$

$$K_{SP} = \ell og^{-1}[(0.36)+(-9)]$$

$$K_{SP} = \ell og^{-1}(0.36)\ \ell og^{-1} -9$$

$$K_{SP} = 2.24\times10^{-9}$$

$PK_{SP} = 8.64$

$$CaC_2O_4 \rightleftharpoons Ca^{+2} + C_2O_4$$

تراكيز ابتدائية 2.5×10^{-3} 1×10^{-7}

الحاصل الأيوني

$$[C_2O_4][Ca^{+2}] = (2.5\times10^{-3})(1\times10^{-7})$$

$$[C_2O_4][Ca^{+2}] = 2.5\times10^{-10}$$

$$2.5\times10^{-10} \quad < \quad 2.24\times10^{-9}$$

K_{SP}

بما أن قيمة K_{SP} اكبر من الحاصل الأيوني اذن اتجاه التفاعل امامي ولا يحصل الترسيب

اعداد وترتيب الأستاذ : حيدر يحيى علوان

سؤال واجب

لتر من محلول H_2SO_4 له $PH = 3.7$ ما وزن الرصاص الواجب إضافته لمحلول الحامض (للحصول على محلول مشبع من كبريتات الرصاص) التي K_{SP} لها يساوي 1×10^{-8} علما ان الكتلة الذرية للرصاص =207 و $\ell og \ 2 = 0.3$

الجواب $207\times10^{-4}g$

سؤال 3 - 12

ما عدد غرامات ملح كرومات الفضة Ag_2CrO_4 $M = 332$ g/mole التي يمكن إن تذوب في 100 ml من الماء المقطر علما إن $K_{SP} = 1.1\times10^{-12}$ $\sqrt[3]{0.275} = 0.65$

الحل

$$Ag_2CrO_4 \rightleftharpoons 2Ag^{+} + CrO_4^{-2}$$

$$2S\ M \qquad S\ M$$

$$1.1\times10^{-12} = (2S)^2(S)$$

$$4S^3 = 1.1\times10^{-12}$$

$$S^3 = \frac{1.1\times10^{-12}}{4} \Rightarrow S^3 = 0.275\times10^{-12} \quad \sqrt[3]{}$$

$$S = 0.65\times10^{-4} \quad mole/L$$

قابلية الذوبان بالمولارية

ولإيجاد الكتلة نكتب العلاقة التالية

$$m = M \times V_L \times M$$

التركيز المولاري — الحجم باللتر — الكتلة المولية

$$m = 0.65\times10^{-4}\times\frac{100}{1000}\times332$$

$$m = 2.16\times10^{-3}\,g$$

اعداد وترتيب الأستاذ : حيدر يحيى علوان

سؤال واجب 1

محلول مائي مشبع من $Zn(OH)_2$ له $PH = 9$ ما عدد مولات NaOH المضافة إلى لتر من محلول $Zn(OH)_2$ حتى تتغير قابلية الذوبان مئه مره

الجواب 1 mole 10^{-4}

سؤال واجب 2

إذا علمت إن $[Ba^{+}]$ في محلول مائي مشبع من $BaSO_4$ يساوي $10^{-5}M$ احسب قابلية الذوبان في محلول من H_2SO_4 ذو $PH = 1.7$ إذا علمت إن $\ell og\ 2 = 0.3$

الجواب 1 mole 10^{-8}

بعض التعاليل المهمة

١- ينخفض تركيز Cl^- في محلول الامونيا عند إضافة كلوريد الامونيوم ؟

$$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$$
$$NH_4Cl \longrightarrow NH_4^+ + Cl^-$$

ايون مشترك

الجواب : بسبب وجود الايون المشترك وهو ايون (NH_4^+) مسببا انحراف التفاعل نحو الخلف فيقل تركيز Cl^-

٢- لا يتغير الاس الهيدروجيني للمحلول المنظم بالتخفيف ؟

الجواب : لان التخفيف يغير تركيز كل من الملح والحامض بنفس المقدار لذلك تبقى النسبة [الملح] / [الحامض] ثابتة لذلك تبقى قيمة PH ثابتة .

٣- تزداد درجة تأين الالكتروليت الضعيف عند التخفيف ؟

الجواب : عند التخفيف يقل تركيز الالكتروليت الضعيف وبما ان درجة تأين الالكتروليت الضعيف = $[H^+]$ او $[OH^-]$ / [الحامض الضعيف] [القاعدة الضعيفة] لذلك فان العلاقة عكسية بين درجة التأين والتركيز حيث كلما يقل تركيز عند التخفيف تزداد درجة التأين لان العلاقة بينهما عكسية

٤- لا تتغير PH للماء المقطر عند اذابة KCl فيه ؟

الجواب : لان KCl ملح متعادل حيث ليس بمقدور كل من ايون Cl^- ، K^+ لتفاعل مع ايونات الماء فيبقى كل من $[H^+]=[OH^-]$ لذلك فات قيمة PH ثابتة

٥- لا تتغير PH محلول منظم من حامض ضعيف وملحة عند إضافة قليل من HCl [يكون التغير قليل جدا] ؟

الجواب : لان ايون الحامض [الايون السالب] مع ايونات $[H^+]$ المضافة وبذلك يقلل من تركيزها ويحافظ على PH ضمن حدود التغير

٦- ماذا يحصل عند إضافة [ما تأثير] NaF الى محلول HF ؟

الجواب : سوف يتكون يون $[F^-]$ كأيون مشترك مسببا انحراف التفاعل بالاتجاه الخلفي وتتكون جزيئات غير متفككة من HF لذلك يقل $[H^+]$ وتزداد لـ PH .... يعمل الايون المشترك على

١- تقليل تأين الالكتروليت الضعيف

٢- يقلل من $[H^+]$ للحامض الضعيف وبذلك تزداد PH

٣- يقلل من Cl^- للقاعدة الضعيفة وبذلك تزداد POH وتقل PH

٧-

$$H_3PO_4 + H_2O \rightleftharpoons H_3^+O + H_2PO_4^- \qquad Ka1 = 7.11\times10^{-3}$$
$$H_2PO_4^- + H_2O \rightleftharpoons H_3^+O + H\,PO_4^{-2} \qquad Ka2 = 6.32\times10^{-8}$$
$$H_1PO_4^{-2} + H_2O \rightleftharpoons H_3^+O + PO_4^{-3} \qquad Ka3 = 4.8\times10^{-13}$$

لماذا $Ka1 > Ka2 > Ka3$ ؟

الجواب : يعود السبب وذلك لنقصان قابلية الأصناف التي تحمل شحنة سالبة على فقدان برتون موجب الشحنة أي بسبب ازدياد التجاذب الالكتروستاتيكي بين ايونات ذوات الشحنات المختلفة .

حل أسئلة الفصل الثالث
(الاتزان الأيوني)

سؤال 3 - 1

جد مقدار التغير في قيمة PH للماء وعند إضافة الى لترمنه المحاليل الاتية

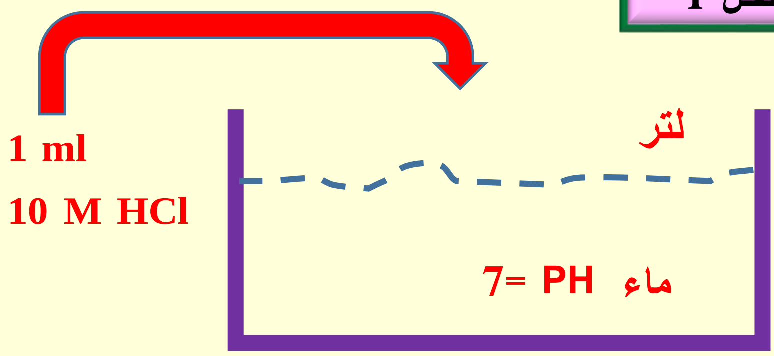
1 - 1 ml من HCl تركيزه 10 M   2 - 1 ml من NaOH تركيزه 10 M

اعداد وترتيب الأستاذ : حيدر يحيى علوان





الحل 1



$$M_1V_1 = M_2V_2$$

HCl   HCl

$$10_M * 1_{ml} = M_2 * 1000$$

$$M_2 = \frac{10}{1000}$$

$$M_2 = \boxed{0.01}\ M$$

$$HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$$

0.01   0.01   0.01

$$PH = -\log[H^+]$$

$$PH = -\log 1 \times 10^{-2}$$

$$PH = -0 + 2$$

$$PH = \boxed{2}$$

$$\triangle PH = 2 - 7$$

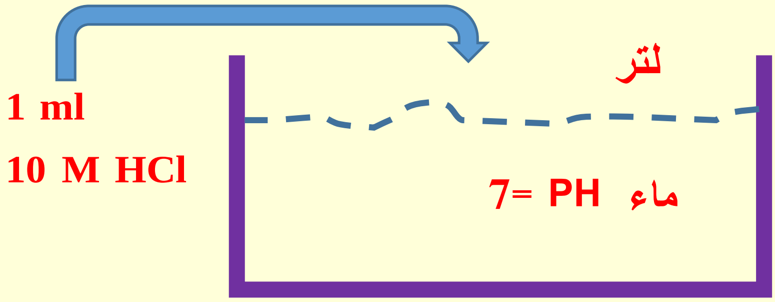
$$\triangle PH = \boxed{-5}$$

- نحن نعلم بان PH للماء =7 وعند إضافة محلول حامضيا دائما تقل قيمة PH (تكدر تعتبره ملاحظة) لكن قبل حساب PH المحلول نعمل قانون التخفيف
- بعد حساب قيمة PH للحامض HCl نحسب مقدار التغير حسب العلاقة التالية

$$\triangle PH = PH_1 - PH_2$$

رحلة التفوق في السادس

تابع حل سؤال 1 الفقرة 2



نعمل نفس الحالة في رقم 1 ولكن هنا المحلول قاعديا يعني حساب قيمة POH ثم حساب PH وبعدها قيمة التغير

$$\underset{NaOH}{M_1V_1} = \underset{NaOH}{M_2V_2}$$

$$10 * 1 = M_2 * 1000$$

$$M_2 = \frac{10}{1000} \Rightarrow \boxed{0.01}\ M_{NaOH}$$

$$NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$$

$$0.01 \quad 0.01 \quad 0.01$$

$$POH = -\log[OH^-]$$

$$POH = -\log 1\times10^{-2}$$

$$POH = -0 + 2$$

$$POH = \boxed{2}$$

$$PH = 14 - POH \Rightarrow \boxed{12}$$

$$\triangle PH = PH_1 - PH_2$$

$$\triangle PH = 12 - 7$$

$$\therefore \triangle PH = \boxed{5}$$

سؤال 3 - 2

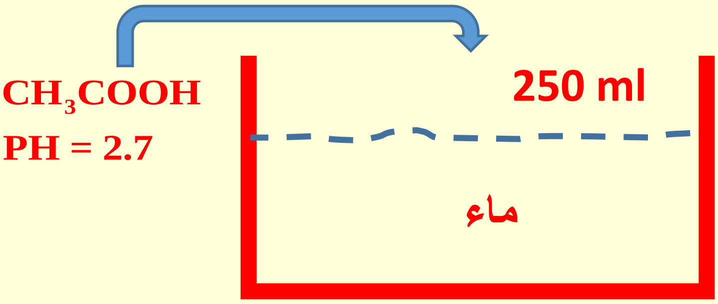
ما عدد غرامات CH_3COOH $M = 60\ g/mol$ الواجب اضافتها الى 250 ml من الماء المقطر ليصبح PH المحلول بعد الإضافة 2.7 علما ان PK_a للحامض = 4.74

الحل

في هذا السؤال يجب ذكر بعض اللوغاريتمات $\ell og\ 1.8 = 0.26$ $\ell og\ 2 = 0.3$

$$CH_3COOH \rightleftharpoons CH_3COO^- + H^+$$

CH_3COOH	CH_3COO^-	H^+
M	0	0
	2×10^{-3}	2×10^{-3}



نكتب معادلة تحلل حامض الخليك ايونيا وهو حامض ضعيف

المطلوب هو حساب عدد غرامات يعني حساب الكتلة اذ يجب

حساب التركيز للحامض وحسب العلاقة $K_a = \dfrac{X^2}{M}$

ويمكن حساب K_a من PK_a وحساب $[H^+]$ من PH

$$[H^+] = \ell og^{-1} - 2.7$$

$$[H^+] = \ell og^{-1}[0.3 + (-3)]$$

$$[H^+] = \ell og^{-1}\ 0.3 \times \ell og^{-1} - 3$$

$$[H^+] = \boxed{2\times10^{-3}}$$ معلوم سابقا

$$PK_a = 4.74$$

$$K_a = \ell og^{-1}[0.26 + (-5)]$$

$$K_a = \ell og^{-1} 0.26 * \ell og^{-1} - 5$$

$$K_a = \boxed{1.8\times10^{-5}}$$

$$K_a = \frac{(2\times10^{-3})^2}{M}$$

$$M = \frac{(2\times10^{-3})^2}{1.8\times10^{-5}}$$

$$M = \frac{4\times10^{-6}}{1.8\times10^{-5}}$$

$$M = \boxed{2.22}\ M$$ تركيز الحامض

ويمكن حساب كتلة الحامض بالعلاقة

$$m_{CH_3COOH} = M \times V_L * M$$

$$m = 2.22 * \frac{250}{1000} * 60$$

$$m = 2.22 * 0.25 * 60$$

$$m = 0.0555 * 60$$

$$m = 3.33\ g$$ عدد غرامات حامض الخليك

	2.22
1.8	40
	36
	40
	36
	4

اعداد :- حيدر يحيى علوان
المدرسة :- اعدادية الاندلس للبنين

سؤال 3 - 3

1 ـ ما عدد مليغرامات يودات الباريوم (M=487 g/mol و $K_{SP}=1.57\ X10^{-9}$) التي يمكن ان تذوب في 150 ml من الماء النقي:

الحل



سؤال 3 - 4 اكمل الفراغات في الجدول الاتي :-

الحل

محلول	$[H_3O^+]$	$[OH^-]$	PH	POH
حامض قوي HI 0.15 M	0.15	6.67×10^{-14}	0.82	13.18
حامض ضعيف HF 0.15 M	9.77×10^{-3}	1.02×10^{-12}	2.01	11.99
قاعدة قوية RbOH 0.06 M	9.67×10^{-13}	0.06	12.78	1.22
قاعدة قوية $Ba(OH)_2$ 0.05 M	1.0×10^{-13}	0.1	13.00	1.00
قاعدة ضعيفة NH_4OH 0.75 M	2.72×10^{-12}	3.67×10^{-3}	11.56	2.44

سؤال 3 - 5 اكمل الفراغات في الجدول الاتي :-

الحل

الملح	الذوبانية	K_{SP}	PK_{SP}
Ag_2S	3.91×10^{-17} mole/L	6.0×10^{-50}	49.22
MgC_2O_4	1.05 (g/L)	8.71×10^{-5}	4.06
Sb_2S_3	1.35×10^{-19} (mole/L)	3.23×10^{-94}	93.49
$ZnSO_4$	0.02 (g/L)	1.54×10^{-8}	7.81

سؤال خارجي

إذا علمت إن قيمة Ka لحامض البروبانويك $C_2H_5COOH = 1.3\times10^{-5}$ ما النسبة المئوية لتفكك الحامض ذي تركيز 0.65 M ؟

الحل

$$C_2H_5COOH_{(eq)} \rightleftharpoons C_2H_5COO^-_{(eq)} + H^+_{(eq)}$$

عند الاتزان: 0.65   X   X

$$Ka = \frac{[C_2H_5COO^-][H^+]}{[C_2H_5COOH]} \Rightarrow 1.3\times10^{-5} = \frac{X^2}{0.65}$$

$$X^2 = 65\times13\times10^{-8}$$

$$X^2 = 8.45\times10^{-6} \quad \sqrt{}$$

$$X = 2.9\times10^{-3} M$$

يمثل تركيز $[H^+]$

$$\text{النسبة المئوية للتفكك الحامض} = \frac{\text{تركيز ايون } [H^+]}{\text{التركيز الابتدائي للحامض}} \times 100\%$$

$$\text{النسبة المئوية للتفكك الحامض} = \frac{2.9\times10^{-3}}{0.65} \times 100 \Rightarrow = 0.45\%$$

رحلة التفوق في السادس
عطاءٌ بلا حدود A. M. Z

سؤال 3 - 6

ما تركيز $[NH_3]$ في المحلول الذي يكون في حالة اتزان مع 0.01 M $[NH_4^+]$ و $[OH^-]$ 1.2×10^{-5} M علما ان ثابت تفكك الامونيا 1.8×10^{-5}

الحل

$$NH_3 + H\ OH \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$$

y 0.01 1.2×10^{-5}

$$K_b = \frac{0.01\times1.2\times10^{-5}}{y}$$

$$y = \frac{0.12\times10^{-6}}{18\times10^{-6}}$$

$$y = 6.67\times10^{-2} M$$

ملاحظة :- هذه التراكيز تمثل حالة الاتزان الأيوني نعوض فيها مباشرة ثابت تفكك القاعدة الضعيفة وهو K_b لا يجاد تركيز الامونيا

سؤال خارجي

احسب كتلة ملح خلات الصوديوم $M = 82 \ g/mole$ اللازم إضافتها إلى لترو احد من محلول $0.125 \ M$ حامض الخليك للحصول على محلول بفر تكون قيمة PH له تساوي 4.74 (ملاحظة :- افترض إن إضافة الملح لا تؤدي إلى تغيير الحجم) علما إن ثابت تفكك حامض الخليك 1.8×10^{-5} علما إن $\ell og\ 1.8 = 0.26$

الحل

1- بما إن المحلول بفر مكون من حامض الخليك الضعيف وملحة القاعدي لذلك تكون العلاقة هي

$$PH = PKa + \ell og \frac{[\text{الملح}]}{[\text{الحامض}]}$$

2- إذا كانت Ka تساوي 1.8×10^{-5} فان PKa دائما هي 4.74 ويمكن إثباتها كالأتي :-

$$PKa = -\ell og\ 1.8\times10^{-5}$$

$$PKa = -0.26 + 5 \Rightarrow 4.74$$

$$4.74 = 4.74 + \ell og \frac{[\quad]}{[0.125]}$$

$$4.74 - 4.74 = \ell og \frac{[\text{الملح}]}{[0.125]}$$

$$0 = \ell og \frac{[\text{الملح}]}{[0.125]}$$

$$\boxed{\ell og^{-1} 0} = \frac{[\text{الملح}]}{[0.125]}$$

دائما يساوي واحد

$$\frac{1}{1} = \frac{[\text{الملح}]}{[0.125]}$$

$$[\text{الملح}] = [0.125]$$

$$m = M \times V_L \times M$$

ملح خلات الصوديوم = m ، تركيز مولاري = M ، الحجم باللتر = V_L ، الكتلة المولية = M

$$m_{CH_3COONa} = 0.125\ M \times 1L \times 82\ g/mole$$

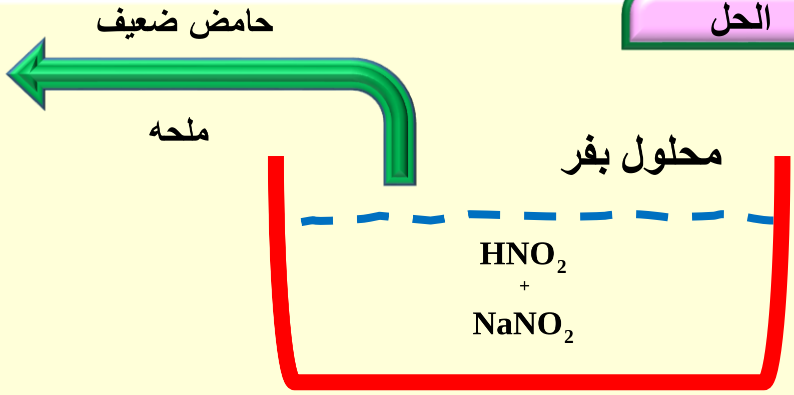
$$m = 10.25\ g$$

اعداد وترتيب الأستاذ : حيدر يحيى علوان

سؤال 3 - 7

أ- ما قيمة الأس الهيدروجيني لمزيج بفر مكون من حامض النتروز HNO_2 4.5×10^{-4} $Ka_{(HNO_2)}$ بتركيز 0.12 M ونتريت الصوديوم $NaNO_2$ بتركيز 0.15 M ؟ ب- احسب قيمة PH لمحلول الناتج بعد إضافة 1.0 g من هيدروكسيد الصوديوم (M 40 g/mole) إلى لتر واحد من محلول بفر علما ان $\ell og\ 1.25 = 0.1$ $\ell og\ 4.5 = 0.65$ $\ell og\ 1.8 = 0.225$

الحل



$$PH = PKa + \ell og \frac{[\text{الملح}]}{[\text{الحامض}]}$$

$$PKa = -\ell og\ 4.5\times10^{-4}$$

$$PKa = -0.65 + 4$$

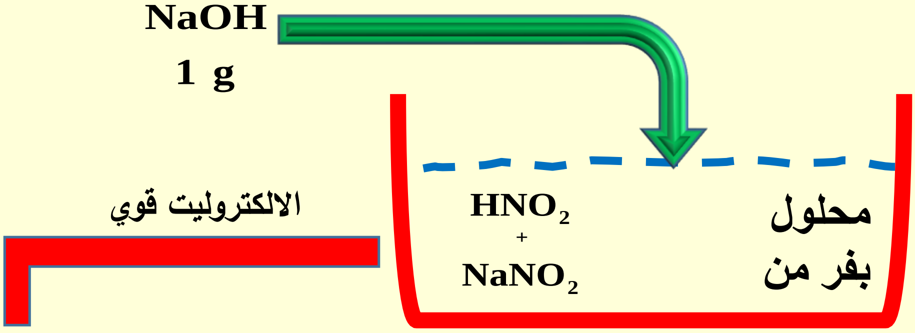
$$PKa = \boxed{3.35}$$

$$PH = 3.35 + \ell og \frac{0.15}{0.12}$$

$$PH = 3.35 + \ell og\ 1.25$$

$$PH = 3.35 + 0.10$$

$$PH = \boxed{3.45}$$



$$n_{NaOH} = \frac{1}{40}$$

$$n_{NaOH} = 0.025\ \ \text{mole}$$

$$M = \frac{0.025}{1}\ \ M$$

$$PH = PKa + \ell og \frac{[\text{الملح}] + [NaOH]}{[\text{الحامض}] - [NaOH]}$$

$$PH = 3.35 + \ell og \frac{0.150 + 0.025}{0.120 - 0.025}$$

$$PH = 3.35 + \ell og \frac{0.175}{0.095}$$

$$PH = 3.35 + \ell og\ 1.8$$

$$PH = 3.35 + 0.255$$

$$PH = \boxed{3.60}$$

اعداد :- حيدر يحيى علوان
المدرسة :- اعدادية الاندلس للبنين

سؤال 3 - 8

إذا كانت هناك حاجة لتحضير محلول بفر ذو $PH = 9$ من مزيج NH_3 مع NH_4Cl كم يجب إن تكون النسبة بين $[NH_3] / [NH_4^+]$ علما إن

$PK_{b(NH_3)} = 4.74$ $\quad \ell og\ 1.8 = 0.26$

الحل

بما إن محلول بفر مكون من قاعدة ضعيفة + ملحها إذا نطبق العلاقة الخاصة لها وهي :-

وهنا نحول PH إلى POH بالعلاقة

$$POH = 14 - 9$$

$$POH = \boxed{5}$$

$$POH = PK_b + \ell og \frac{[\text{الملح}]}{[\text{القاعدة}]}$$

$$5 = 4.74 + \ell og \frac{[\text{الملح}]}{[\text{القاعدة}]}$$

$$5 - 4.74 = \ell og \frac{[\text{الملح}]}{[\text{القاعدة}]}$$

$$0.26 = \ell og \frac{[\text{الملح}]}{[\text{القاعدة}]}$$

$$\ell og^{-1} 0.26 = \frac{[\text{الملح}]}{[\text{القاعدة}]}$$

$$1.8 = \frac{[\text{الملح}]}{[\text{القاعدة}]}$$

اعداد :- حيدر يحيى علوان
المدرسة :- اعدادية الاندلس للبنين

سؤال 3 - 9

ما ذوبانية $BaSO_4$ في محلول مشبع منه علما بان $K_{sp} = 1.6\times10^{-10}$ وما ذوبانيته بعد إضافة 1ml من تركيز H_2SO_4 تركيزه 10 M الى لتر من المحلول المشبع منه ؟

الحل

نكتب معادلة تحلل الملح الشحيح $BaSO_4$ لوحدة في الماء (في محلوله المشبع)

$$BaSO_4 \rightleftharpoons Ba^{+2} + SO_4^{-2}$$

$$\quad\quad\quad\quad \boxed{S} \quad\quad \boxed{S}$$

$$K_{SP} = [Ba^{+2}][SO_4^{-2}]$$

$$1.6\times10^{-10} = S*S$$

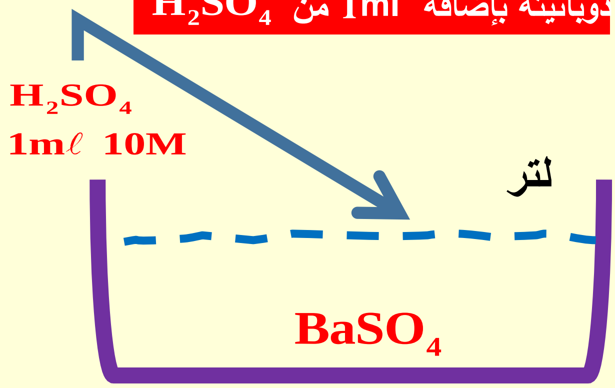
$$1.6\times10^{-10} = S^2$$

$$S^2 = 1.6\times10^{-10} \quad \sqrt{\ }$$

معلومة ان $\sqrt{1.6} = \boxed{1.26}$

$$S = \boxed{1.26\times10^{-5}} \text{ mol / L}$$

ذوبانيته بإضافة 1ml من H_2SO_4



$$BaSO_4 \rightleftharpoons Ba^{+2} + SO_4^{-2}$$

$$\quad\quad\quad\quad \boxed{y} \quad\quad \boxed{y}$$

$$H_2SO_4 \rightleftharpoons 2H^{+} + SO_4^{-2}$$

$$0.01 \quad\quad \boxed{0.01} \quad\quad \boxed{0.01}$$

نعمل قانون التخفيف لـ H_2SO_4

$$M_1V_1 = M_2V_2$$

$$\boxed{H_2SO_4} \quad\quad \boxed{H_2SO_4}$$

$$1*10 = M_2*1000$$

$$M_2 = \frac{10}{1000}$$

$$M_2 = \boxed{0.01} \text{ M } H_2SO_4$$

نكتب معادلتين تتضمن الايون المشترك بين الملح الشحيح والمحلول التام الذوبان الذي تركيزه يمثل تركيز ايوناته لأنه حامض قوي

$$K_{SP} = [Ba^{+2}][SO_4^{-2}]$$

$$1.6\times10^{-10} = (y)(y+0.01)$$

يهمل لأنه قليل جدا يمثل تركيز الشحيح

$$1.6\times10^{-10} = (y)(0.01)$$

$$y = \frac{1.6\times10^{-10}}{1\times10^{-2}}$$

$$y = \boxed{1.6\times10^{-8}} \text{ mol / L}$$

سؤال خارجي

واجب احسب قيمة PH و $[OH^-]$ لمحاليل الاملاح التالية :

١- 0.1 M سيانيد الصوديوم NaCN

٢- 0.25 M نترات الامونيوم NH_4NO_3

٣- 0.5 M نترات الصوديوم $NaNO_3$

علمان ان ثابت تفكك الامونيا 1.8×10^{-5} ، $Ka(HCN)=4.9\times10^{-10}$

سؤال خارجي

يتأين حامض الخليك في محلوله المائي ذي التركيز 0.01 M بمقدار 4.2% أحسب ثابت تأين الحامض

% لحامض الخليك $= \dfrac{[H^+]}{\text{[تركيز الحامض الضعيف]}} \times 100\%$

$$\frac{[H^+]}{0.01} = \frac{4.2}{100}$$

$$\frac{[H^+]}{0.01} = \frac{0.042}{1}$$

$$4.2\times10^{-4} = [H^+]$$

$$CH_3COOH \rightleftharpoons CH_3COO^- + H^+$$

$$0.01 \qquad 4.2\times10^{-4} \qquad 4.2\times10^{-4}$$

$$Ka = \frac{(4.2\times10^{-4})^2}{0.01}$$

$Ka = 1.8\times10^{-5}$ تقريبا

سؤال 3 - 10

احسب كتلة كلوريد الامونيوم $M = 53.5 \quad g/mole$ الواجب إضافتها إلى 500 mL من محلول 0.15 M آمونيا لجعل قيمة PH المحلول تساوي 9 علما إن ثابت تفكك الامونيا علما إن 1.8×10^{-5}

الحل

$$POH = 14 - 9 = 5$$

$$POH = PK_b + \log\frac{[\text{الملح}]}{[\text{القاعدة}]}$$

$$5 = 4.74 + \log\frac{[\text{الملح}]}{[0.15]} \Rightarrow 5 - 4.74 = \frac{[\text{الملح}]}{[0.15]}$$

$$0.26 = \log\frac{[\text{الملح}]}{[0.15]} \Rightarrow \log^{-1}0.26 = \frac{[\text{الملح}]}{[0.15]}$$

$$1.82 = \frac{[\text{الملح}]}{[0.15]} \Rightarrow [\text{الملح}] = 1.82\times0.15 \Rightarrow [\text{الملح}] = 0.27 \quad mole/L$$

$$m_{NH_4Cl} = M\times V\times M \Rightarrow m_{NH_4Cl} = 0.27\times\frac{500}{1000}\times53.5$$

$$m_{NH_4Cl} = 7.22 \quad g$$

سؤال 3 - 11

احسب الذوبانية المولارية (M) والذوبانية بدلالة (g/L) لملح كبريتات الفضة Ag_2SO_4 $(M = 314 \quad g/mole)$ $PK_{sp} = 4.92$ في
أ الماء النقي
ب في محلول 0.15 M كبريتات البوتاسيوم علما ان $\sqrt[3]{3} = 1.44$ $\sqrt{20} = 4.5$ $\sqrt[3]{3} = 1.44$ $\sqrt{20} = 4.5$

الحل

في الماء النقي إن معنى PK_{SP} هو أس للثابت K_{SP} ولإيجاد الثابت نجرى التالية

$K_{SP} = 10^{-4.92}$ ولأنه كسري عشري نعمل

$$K_SP = \ell og^{-1} - 4.92$$

$$K_SP = \ell og^{-1}[0.08 + (-5)]$$

$$K_SP = \ell og^{-1} 0.08 \times \ell og^{-1} 10^{-5}$$

$$K_SP = 1.2 \times 10^{-5}$$

$$AgSO_4 \rightleftharpoons 2Ag^+ + SO_4^-$$

$2S$ S

$$K_{SP} = [Ag^+]^2 [SO_4^-]$$

$$1.2 \times 10^{-5} = (2S)^2 \times S$$

$$1.2 \times 10^{-5} = 4S^3$$

$$S^3 = \frac{12 \times 10^{-6}}{4}$$

$$S^3 = 3 \times 10^{-6} \Rightarrow \sqrt[3]{\ }$$

$$S = 1.44 \times 10^{-2} \Rightarrow 144 \times 10^{-4} \simeq 0.014 \ mole/L$$

الذوبانية المولارية بدلالة g/L يمكن حسابها بضرب الذوبانية المولارية في الكتلة المولية للملح

الذوبانية $g/L = 0.014 \times 314 \Rightarrow 4.396 \quad g/L$

في 0.15 M من كبريتات البوتاسيوم نفرض هنا ان قابلية الذوبانية هي y

$$AgSO_4 \rightleftharpoons 2Ag^+ + SO_4^-$$

$2y$ y

$$K_2SO_4 \rightarrow 2K + SO_4$$

0.15

يهمل

$$K_{SP} = (2y)^2 (y + 0.15)$$

$$1.2 \times 10^{-5} = 4y^2 * 0.15$$

$$y^2 = \frac{1.2 \times 10^{-5}}{4 \times 0.15} \Rightarrow y^2 = \frac{12 \times 10^{-6}}{4 \times 0.15} \Rightarrow \frac{\overset{2}{120}}{\underset{1}{0.60}}$$

$$y^2 = 20 \times 10^{-6} \Rightarrow y = 4.5 \times 10^{-3} \quad mole/L$$

أي أن الذوبانية المولارية هي 4.5×10^{-3}

الذوبانية $g/L = 4.5 \times 10^{-3} \times 314$

$$g/L = 1.38 \quad g/L$$

ملاحظة علما أن $\ell og\ 1.2 = 0.08$

$\sqrt[3]{3} = 1.44$ $\sqrt{20} = 4.5$

اعداد :- حيدر يحيى علوان
المدرسة :- اعدادية الاندلس للبنين

سؤال 3 - 12

محلول في الملزمة راجع الفهرست

سؤال 3 - 13

وأحب ما ذوبانيه ملح كرومات الباريوم $BaCrO_4$ في محلول يكون فيه تركيز كلوريد الباريوم $BaCl_2$ (الالكتروليت قوي) يساوي 0.1 M ؟ إذا علمت إن $K_{SP\,BaCrO_4} = 1.2\times10^{-10}$

الجواب M 1.2×10^{-9}



اعداد وترتيب الأستاذ : حيدر يحيى علوان

اعداد :- حيدر يحيى علوان
المدرسة :- اعدادية الاندلس للبنين

سؤال 3 - 14

كم هي كتلة هيدروكسيد البوتاسيوم $M = 56$ g/mole اللازم اضافته الى 200 ml من الماء لتصبح قيمة PH المحلول الناتج يساوي 11

الحل

$$PH = 11 \Rightarrow [H^+] = 10^{-PH} \Rightarrow 10^{-11}$$

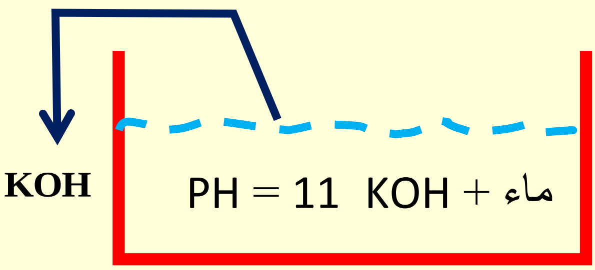
$$\therefore [H^+] = 10^{-11} \Rightarrow [OH^-] = \frac{1\times10^{-14}}{1\times10^{-11}}$$

$$\therefore [OH^-] = 1\times10^{-3}$$

$$\underset{1\times10^{-3}}{KOH} \rightarrow \underset{1\times10^{-3}}{K^+} + \underset{1\times10^{-3}}{OH^-}$$

مولارية — حجم باللتر

$$m_{KOH} = M_{mole/L} \times V_L \times M_{g/mole}$$



$$m = 10^{-3} \times \frac{200}{1000} \times 56$$

$$m = 112\times10^{-4}$$

$$m_{KOH} = 0.0112 \ g$$

كتلة هيدروكسيد البوتاسيوم التي يجب إضافتها إلى 200 ml من الماء لتصبح قيمة PH = 11

سؤال خارجي

إذ علمت إن النسبة المئوية لتفكك 0.1 M لحامض الهيدروسيانيك HCN تساوي 0.01 % كم هو ثابت تأين هذا الحامض

الحل

$$\% = \frac{[H^+] \text{ تركيز}}{[\text{التركيز الابتدائي}]} \times 100\%$$

$$\frac{[H^+]}{[0.1]} = \frac{0.01}{100}$$

$$\frac{0.001}{100} = [H^+]$$

$$1\times10^{-5} M = [H^+]$$

$$HCN \rightleftharpoons H^+ + CN^-$$

$$0.01 \qquad 1\times10^{-5} \qquad 1\times10^{-5}$$

عند الاتزان

$$Ka = \frac{(1\times10^{-5})^2}{1\times10^{-1}}$$

$$Ka = \frac{1\times10^{-10}}{1\times10^{-1}}$$

$$Ka = 1\times10^{-9}$$

سؤال 3 - 15

احسب ذوبانيه المولارية S (التركيز المولاري للأيونات الناتجة من تفكك الملح عند حالة الاتزان) والذوبانية بدلاله (g/L) لهيدروكسيد الخارصين $Zn(OH)_2$ $(M = 99.4 \quad g/mole)$ ؟ إذا علمت إن $K_{SP\,Zn(OH)_2} = 1.2\times10^{-17}$ علما إن $\sqrt[3]{3} = 1.43$ و $\log 136 = 2.13$

الحل

$$Zn(OH)_2 \rightleftharpoons Zn^{+2} + 2OH^-$$

$$K_{SP} = [Zn^{+2}][OH^-]^2$$

$$1.2\times10^{-17} = (S)(2S)^2$$

$$1.2\times10^{-17} = S\times4S^2$$

$$1.2\times10^{-17} = 4S^3$$

$$S^3 = \frac{1.2\times10^{-17}}{4}$$

$$S^3 = 3\times10^{-18} \qquad \sqrt[3]{\ }$$

$S = 1.43\times10^{-6}\,mole/L$ الذوبانية المولارية

$m_{g/L}$ الذوبانية $= 1.43\times10^{-6}\times99.4$

$m_{g/L}$ الذوبانية $= 1.42\times10^{-4} \quad g/L$

سؤال 3 - 16

احسب قيمة الأس الهيدروجيني لمحلول نتج من تخفيف ml 1 من M 13.6 حامض الهيدروكلوريك إلى لتر من الماء

الحل

$M_1V_1 = M_2V_2$

HCl مركز (قبل) HCl المخفف (بعد)

$$13.6\times1 = M_2\times1000$$

$$M_2 = \frac{13.6}{1000}$$

$$M_2 = 0.0136 \ mole/l$$

HCl	$\rightarrow$	H^+	$+$	Cl^-
0.0136		0.0136		0.0136

$PH = -\log[H^+]$ ثم يحسب PH من $[H^+]$

$$PH = -\log 136\times10^{-4}$$

$$PH = -2.13 + 4$$

$$PH = 1.87$$

اعداد :- حيدر يحيى علوان
المدرسة :- اعدادية الاندلس للبنين

سؤال 3 - 17

محلول في الملزمة راجع الفهرست

سؤال 3 - 18

ما تركيز محلول كلوريد الصوديوم الناتج من

أ – مزج 10 Ml من محلول 0.15 M كلوريد الصوديوم مع 10 mL من الماء المقطر ؟

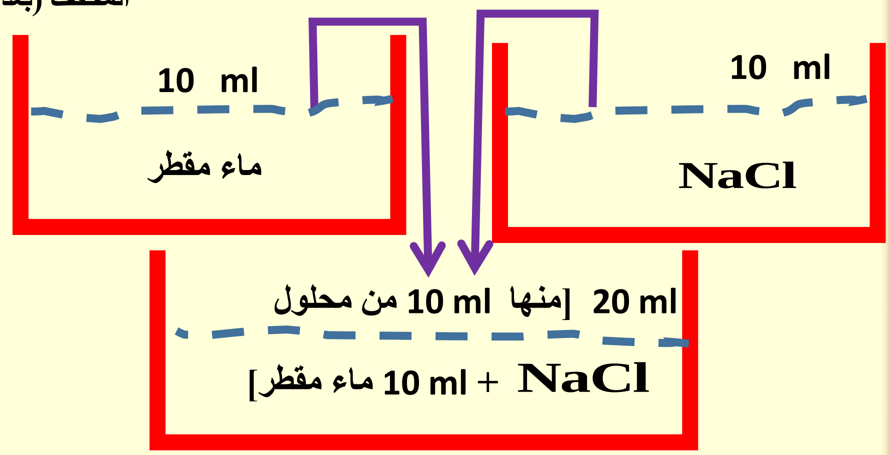
ب – مزج 20 mL من محلول 0.15 M كلوريد الصوديوم مع 10 mL من محلول 0.3 M كلوريد صوديوم ؟

الحل أ

نطبق قانون التخفيف عند مزج المحاليل أو تخفيفها بالماء

$$M_{NaCl} \times V_{NaCl} = M_{NaCl} \times V_{NaCl}$$

المركز (قبل اضافة الماء) — المخفف (بعد اضافة الماء)



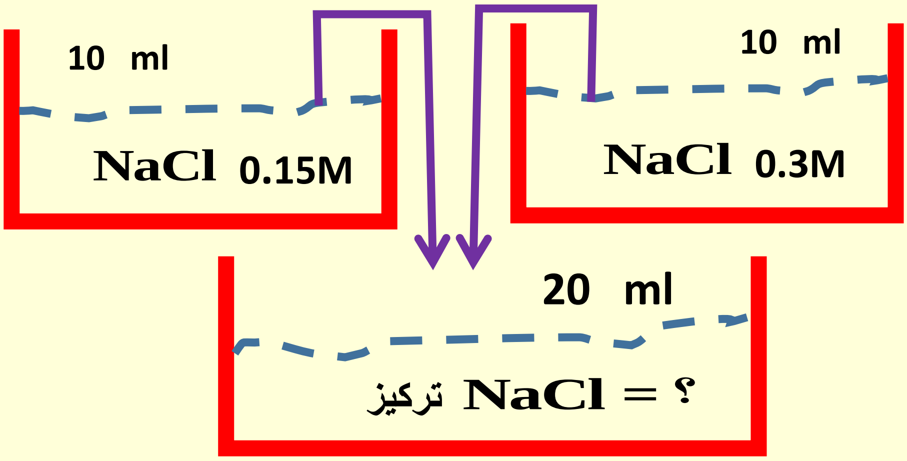
$$0.15 \times 10ml = M \times (10 + 10)$$

$$0.15 \times 10ml = M \times 20ml$$

$$M = \frac{0.15 \times 10ml}{20ml}$$

$$M = 0.075 \quad M$$

الحل ب



يمكن حساب تركيز محلول NaCl الناتج من مزج محلولين للملح نفسه بتراكيز مختلفة بالاعتماد على حساب كمية الملح الكلية المذابة ومن ثم نقسم على الحجم الكلي للمحول

$$\text{تركيز NaCl بعد المزج} = \frac{M \times V_{ml} + M \times V_{ml}}{(10 + 10)}$$

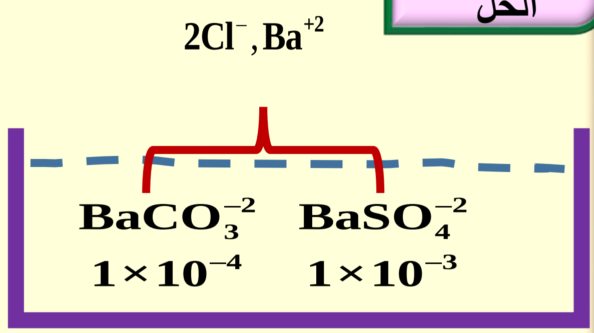
$$\text{تركيز NaCl بعد المزج} = \frac{0.15 \times 10 + 0.3 \times 10}{20}$$

$$\frac{1.5 + 3}{20} \Rightarrow \frac{4.5}{20} \Rightarrow 0.225$$

سؤال 3 - 19

محلول يحتوي على أيونات SO_4^{-2} بتركيز $1\times10^{-3}M$ وايونات Co_3^{-2} بتركيز $1\times10^{-4}M$ فعند اضافة محلول من كلوريد الباريوم ايهما سيترسب أولا $BaSO_4$ ام $BaCO_3$ ولماذا علما ان $Ksp_{BaSO_4} = 1.1\times10^{-10}M$ و $Ksp_{BaCO_3} = 8.1\times10^{-9}M$ بدرجة حرارة $25\ C^0$) اهمل التغيير في حجم المحلول بعد الإضافة)

الحل



عند إضافة الملح التام $BaCl_2$ تفكك بشكل تام الى ايوناته $2Cl^-, Ba^{+2}$ فتشكل ملحين شحيحين من ايونات Ba^{+2} مع ايونات SO_4 الملح الأول و Ba^{+2} مع CO_3 الملح الثاني حيث كل منهما له Ksp

الملح الشحيح الاول

$$BaSO_4 \rightleftharpoons Ba^{+2} + SO_4^{-2}$$

$$S \qquad 1\times10^{-3}$$

$$K_{sP} = [Ba^{+2}][SO_4^{-2}]$$

$$1.1\times10^{-10} = S * 1\times10^{-3}$$

$$S = \frac{1.1\times10^{-10}}{1\times10^{-3}}$$

$$S = \boxed{1.1\times10^{-7}}\ mol/L$$

كمية قلية جدا

الملح الشحيح الثاني

$$BaCO_3 \rightleftharpoons Ba^{+2} + CO_3^{-2}$$

$$S \qquad 1\times10^{-4}$$

$$K_{sP} = [Ba^{+2}][CO_3^{-2}]$$

$$8.1\times10^{-9} = S * 1\times10^{-4}$$

$$S = \frac{8.1\times10^{-9}}{1\times10^{-4}}$$

$$S = \boxed{8.1\times10^{-5}}\ mol/L$$

كمية اكبر

A.M.Z

نلاحظ ان $[Ba^{+2}]$ اللازم لترسيب $BaSO_4$ اقل من $[Ba^{+2}]$ اللازم لترسيب $BaCO_3$ لذلك فان $BaSO_4$ يترسب أولا لأنه يحتاج كمية اقل من العامل المرسب لذلك يستمر بالترسيب حتى يتشبع محلول الملح الاخر ثم يبدا بالترسيب

سؤال 3 - 20

الذوبانية المولارية لـ $Pb(IO_3)_2$ في محلول 0.1 من $NaIO_3$ تساوي 2.4×10^{-11}
احسب الذوبانية المولارية لـ $Pb(IO_3)_2$ في محلول مشبع منه . علما ان $\sqrt[3]{60} = 3.9$

الحل

نستخرج قيمة Ksp من ذوبانية الملح الشحيح في ملح تام

ملح شحيح

$$Pb(IO_3)_2 \rightleftharpoons \underset{2.4\times10^{-11}}{Pb^{+2}} + \underset{2(2.4\times10^{-11})}{2IO_3^{-1}}$$

ملح تام

$$NaIO_3 \longrightarrow \underset{0.1}{Na^{+}} + \underset{0.1}{IO_3^{-}}$$

ايون مشترك

$$K_{SP} = \left[Pb^{+2}\right]\left[IO_3^{-1}\right]^2$$

$$K_{SP} = (2.4\times10^{-11})\left[2(2.4\times10^{-11}) + 0.1\right]^2$$

يهمل لأنه جاء من شحيح

$$K_{SP} = (2.4\times10^{-11})(0.1)^2$$

$$K_{SP} = \boxed{2.4\times10^{-13}}$$

ثم بعد حساب Ksp نحسب الذوبانية في الماء (محلولها المشبع)

$$Pb(IO_3)_2 \rightleftharpoons \underset{S}{Pb^{+2}} + \underset{2S}{2IO_3^{-1}}$$

$$K_{SP} = \left[Pb^{+2}\right]\left[IO_3^{-1}\right]^2$$

$$2.4\times10^{-13} = (S)(2S)^2$$

$$2.4\times10^{-13} = 4S^3$$

$$S^3 = \frac{2.4\times10^{-13}}{4}$$

$$S^3 = \frac{\overset{60}{\cancel{240}}\times10^{-15}}{\underset{1}{\cancel{4}}}$$

$$S^3 = 60\times10^{-15} \qquad \sqrt[3]{\ } \qquad \sqrt[3]{60} = 3.9$$

$$S = 3.9\times10^{-5}\,mol/L$$

سؤال 3 - 21

الاس الهيدروجيني لمحلول مشبع لـ $Fe(OH)_2$ يساوي 9.5 أحسب ذوبانيته في محلول له ثبتت حامضيته عند PH=10

الحل

$\log 3 \approx 0.5$

بما ان الاس الهيدروجيني في المحلول بحالة الاشباع اذا ايونات [OH] تمثل حالة الذوبانية

$$PH = 9.5$$

$$POH = 14 - 9.5 \Rightarrow POH = 4.5$$

$$\left[OH^-\right] = \log^{-1}\left[(0.5) + (-5)\right]$$

$$\left[OH^-\right] = \log^{-1} 0.5 \times \log^{-1} - 5$$

$$\left[OH^-\right] = 3 \times 10^{-5}$$

تمثل الذوبانية

$$Fe(OH)_3 \rightleftharpoons Fe^{+3} + 3OH^{-1}$$

$$1 \times 10^{-5} \quad 3 \times 10^{-5}$$

بعد قسمة الذوبانية 3/3 =1

$$K_{SP} = \left[Fe^{+3}\right]\left[OH^{-1}\right]^3$$

$$K_{SP} = (1 \times 10^{-5})(3 \times 10^{-5})^3$$

$$K_{SP} = 27 \times 10^{-20}$$

ثم نحسب ذوبانيته في محلول له ثبتت حامضيته عند PH=10

$$PH = 10$$

$$POH = 14 - 10$$

$$POH = 4$$

$$\therefore \left[OH^-\right] = 10^{-4}$$

$$Fe(OH)_3 \rightleftharpoons Fe^{+3} + 3OH^{-1}$$

$$S \qquad 10^{-4}$$

$$K_{SP} = \left[Fe^{+3}\right]\left[OH^{-1}\right]^3$$

$$27 \times 10^{-20} = (S)(10^{-4})^3$$

$$S = \frac{27 \times 10^{-20}}{1 \times 10^{-12}}$$

$$S = 27 \times 10^{-8} \, mol / L$$

بعض الأسئلة المهمة في الفصل الثالث

اعداد وترتيب الأستاذ : حيدر يحيى علوان

سؤال واجب

لتر من محلول 0.2 M آمونيا ، أضيف إليه 0.4 M من كلوريد الامونيوم احسب 1.8×10^{-5} للامونيا قبل وبعد الإضافة ، ثم احسب 1.8×10^{-5} بعد إضافة 0.1 M من HCl إليه علما إن

$PK_b = 4.74 \quad K_b = 1.8\times10^{-5} \quad \ell og\ 5 = 0.7 \quad \ell og\ 2 = 0.3$

الحل أولا

لتر

NH₃ 0.2 M — قاعدة ضعيفة فقط ← قاعدة قوية

$$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$$

0.2		0	0
0.2		X	X

$X^2 = Ka \times 0.2$..................

الحل ثانيا

لتر

$NH_4Cl + NH_3$ محلول منظم (بفر) ←

$$POH = PK_b + \ell og \frac{[\text{الملح}]}{[\text{القاعدة}]}$$

لتر

محلول بفر مضاف إليه الالكتروليت قوي HCl 0.1M ←

$$POH = PK_b + \ell og \frac{[\text{الملح}] + [HCl]}{[\text{القاعدة}] - [HCl]}$$

PH للامونيا = 11.3 | PH لمحلول بفر = 9 | PH بفر مضاف إليه الالكتروليت قوي = 8.6

سؤال واجب 5 لتر من محلول لأحد الالكتروليتات له درجة تأين تساوي 0.01 وذو PH = 11.3 ، ما عدد مولات ملحه المشتق منه والتي جعلت PH تصبح 9.3 علما أن $\ell og\ 2 = 0.3$ **الحل 0.1 mole**

سؤال واجب لتر من محلول لحامض الخليك بتركيز 0.1 M وله درجة تفكك تساوي 0.001 أضيف إليه عدد من المولات خلات الصوديوم فأصبحت PH للمحلول 0.3 ، ما PH للمحلول الناتج من إضافة 0.05 من KOH إلى المزيج السابق إذا علمت إن $\ell og\ 2 = 0.3 \quad \ell og\ 5 = 0.7$ **الحل PH = 5.7**

سؤال واجب لتر من محلول خلات البوتاسيوم CH_3COOK فيه $[OH^-]$ تساوي 10^{-5} M أضيف إليه 0.01 من حامض الخليك احسب التغيير في PH بعد إضافة مل واحد من محلول HCl بتركيز 10 M إلى لتر من المحلول المنظم علما إن $Ka = 10^{-5} \quad \ell og\ 2 = 0.3 \quad \ell og\ 9 = 0.95$

PH للمحلول المنظم =6 | PH للمحلول المنظم المضاف أليه الالكتروليت القوي = 5.65

$\Delta PH = -0.35$

أسئلة اثرائية وزارية

سؤال وزاري ٢٠١٠ دور ثاني : محلول حجمه لتر مذاب فيه عدد من مولات حامض ضعيف وضعف هذا العدد مولات ملحة القاعدي اضيف اليه 2 g من NaOH $M=40\ g/mol$ فتغيرت PH المحلول بمقدار 0.4 احسب تراكيز كل من الحامض والملح في المحلول علما ان $Ka = 2\times10^{-5}$ للحامض علما ان log 2 = 0.3 و log 5 = 0.7

الجواب 0.1 M = تركيز الحامض ‏ ‏ 0.2 = تركيز الملح

سؤال وزاري ٢٠١٢ دور اول : محلول يحتوي على حامض الخليك وخلات الصوديوم كل منها بتركيز 0.2 M احسب عدد مولات KOH الواجب اضافتها الى لتر من المحلول ليكون مقدار التغيير في قيمة الاس الهيدروجين = 0.47 علما ان PKa = 4.74 للحامض log 3 = 0.47

الجواب 0.1 mol

سؤال وزاري ٢٠٠٩ تمهيدي : املا الفراغات الاتية

١- عند اذابة 0.005 من $Ba(OH)_2$ في لتر من الماء النقي يكون التغيير في PH المحلول يساوي ....

٢- التغير في قيمة PH الماء المقطر عند إضافة 1ml من 10 M HCl الى لتر منه هو ....

سؤال وزاري ٢٠٠٦ دور ثاني : PH لمحلول 0.01 M من الفينول C_6H_5OH تساوي 6 احسب درجة تأينه عند تركيز 0.04 M

الجواب 5×10^{-5}

سؤال وزاري ٢٠٠٦ دور اول: لتر من محلول تركيز 0.01 M لحامض البنزويك $Ka_{C_6H_5COOH} = 6.4\times10^{-5}$ احسب PH للمحلول بعد اضافته 0.02 M من بنزوات الصوديوم اليه علما ان log 2 = 0.3 و log 6.4 = 0.8

الجواب PH = 4.5

سؤال وزاري ٢٠١١ تمهيدي: قابلية ذوبان $Fe(OH)_2$ في محلول 0.01 M من محلول KOH تساوي $3.6\times10^{-9}\ g/L$ احسب PH المحلول المشبع المائي لـ $Fe(OH)_2$ علما ان كتلة المول الواحد منه = 90 g / mol

الجواب 9.3

مساعد الطالب في مادة الكيمياء للصف السادس الأحيائي

خاص وحصري لرحلة التفوق في السادس

إعداد الأستاذ المبدع

حيدر يحيى علوان



لمتابعتنا على مواقع التواصل الأجتماعي

رحلة التفوق في السادس

@rt_edu

رحلة التفوق في السادس

@A_M_Z_F